



Уральский
федеральный
университет

имени первого Президента
России Б.Н.Ельцина

Институт
фундаментального
образования

Л. Х. АСКАРОВА

ХИМИЯ

Учебно-методическое пособие



Министерство образования и науки Российской Федерации

Уральский федеральный университет
имени первого Президента России Б. Н. Ельцина

Л. Х. Аскарова

ХИМИЯ

Учебно-методическое пособие

Рекомендовано методическим советом
Уральского федерального университета
для студентов вуза, обучающихся по направлениям подготовки
13.03.02 — Электроэнергетика и электротехника,
13.03.03 — Энергетическое машиностроение

Екатеринбург
УрФУ
2017

УДК 54(075.8)

ББК 24.1я73

А90

Рецензенты:

М. Г. Зуев, доктор химических наук, главный научный сотрудник (Институт химии твердого тела УрО РАН);

И. М. Фоминых, кандидат технических наук, доцент, и. о. начальника кафедры химии и процессов горения (Уральский институт государственной противопожарной службы МЧС России)

Научный редактор — кандидат химических наук, доцент
Е. В. Никитина

На обложке использовано изображение с сайта www.alexncouncil.com

Аскарова, Л. Х.

А90 Химия : учебно-методическое пособие / Л. Х. Аскарова. — Екатеринбург : УрФУ, 2017. — 96 с.
ISBN 978-5-321-02526-0

Содержит теоретические сведения об энергетике и кинетике химических процессов, строении атома, классах неорганических соединений, электролитах, окислительно-восстановительных реакциях, свойствах металлов, электрохимических процессах, а также задания для самоконтроля по этим темам.

Работа предназначена для студентов нехимических специальностей.

Библиогр.: 5 назв. Прил. 3.

УДК 54(075.8)

ББК 24.1я73

ISBN 978-5-321-02526-0

© Уральский федеральный
университет, 2017

ПРЕДИСЛОВИЕ

Х*имия* — наука о веществах: их составе, структуре, свойствах, законах превращения одних веществ в другие. Современная химия — разветвленная система наук, включающая общую химию, неорганическую, органическую, физическую, аналитическую химию, электрохимию, химию твердого тела и другие химические дисциплины. Все большее значение в настоящее время приобретают смежные дисциплины — биохимия, геохимия, космохимия.

Химические реакции широко используются во многих производственных процессах: получение топлива, электроэнергии, металлов, пластмасс, синтетических волокон, строительных материалов, продуктов питания.

Знание химии необходимо для повышения эффективности производства и качества продукции, так как ухудшение качества часто связано с самопроизвольным протеканием некоторых химических процессов (коррозия металлов, старение полимеров и др.). Решение экологических проблем, сохранение и воссоздание природной среды также требуют хорошего знания химии. Изучение химии важно и для успешного усвоения последующих курсов — материаловедения, сопротивления материалов, основ теплопередачи.

В первом разделе настоящего пособия кратко систематизированы известные по школьному курсу сведения по составу

и свойствам неорганических веществ. Далее рассматривается ряд ключевых тем: строение атома, термодинамические расчеты, химическое равновесие и возможности его смещения, свойства растворов электролитов, общие свойства и коррозия металлов и др.

В целях успешного усвоения материала, наряду с изложением его теоретических аспектов, в каждом разделе приводятся практические примеры. Все разделы завершаются вопросами для самоконтроля. Не рекомендуется переходить к последующей теме, не усвоив предшествующую. Для более глубокого изучения материала необходимо использовать учебную литературу, список которой приводится в конце пособия.

1. КЛАССИФИКАЦИЯ НЕОРГАНИЧЕСКИХ СОЕДИНЕНИЙ

1.1. Простые вещества — металлы и неметаллы

Простыми называют вещества, состоящие из атомов одного и того же элемента. Все простые вещества можно разделить на металлы и неметаллы, так как их свойства существенно различаются. *Металлы* обладают металлическим блеском, хорошей тепло- и электропроводностью, ковкостью и пластичностью, в химических реакциях являются только восстановителями.

Неметаллы характеризуются плохой тепло- и электропроводностью, твердые неметаллы хрупки. Большинство неметаллов проявляет свойства как окислителей, так и восстановителей.

Большая часть элементов является металлами. К неметаллам относятся следующие элементы:

Группы элементов							
I	II	III	IV	V	VI	VII	VIII
H							He
		B	C	N	O	F	Ne
			Si	P	S	Cl	Ar

Группы элементов							
I	II	III	IV	V	VI	VII	VIII
				As	Se	Br	Kr
					Te	I	Xe
						At	Rn

Некоторые элементы обладают свойствами и металлов, и неметаллов.

1.2. Оксиды — кислотные и основные

Оксиды — сложные вещества, состоящие из атомов двух элементов, один из которых — кислород. Степень окисления кислорода в оксидах — (–2).

Оксиды (ΣO_m):			
Солеобразующие			Несолеобразующие
Кислотные	Амфотерные	Основные	CO, NO, N ₂ O

Кислотные оксиды:

- оксиды неметаллов — CO₂, SO₃, Cl₂O₇ и др. (за исключением несолеобразующих);
- почти все оксиды металлов в высокой положительной степени окисления (+6, +7): FeO₃, CrO₃, Mn₂O₇ и др.

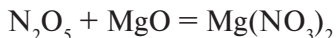
Химические свойства кислотных оксидов

1. Кислотные оксиды взаимодействуют с водой, образуя кислоты (исключение составляют SiO₂ и небольшое число других оксидов):

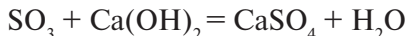


$\text{SiO}_2 + \text{H}_2\text{O} \neq$ не взаимодействует .

2. Взаимодействуют с основными оксидами:



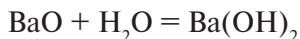
3. Взаимодействуют с основаниями:



Основные оксиды — это оксиды металлов в невысокой степени окисления (Na_2O , MgO , FeO и др.).

Химические свойства основных оксидов

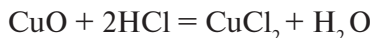
1. С водой взаимодействуют только оксиды щелочных (Li, Na, K, Rb, Cs) и щелочноземельных (Ca, Sr, Ba) металлов, образуя основания. Оксиды других металлов в воде не растворяются.



2. Основные оксиды взаимодействуют с кислотными оксидами, образуя соли:



3. Основные оксиды взаимодействуют с кислотами, образуя соль и воду:



1.3. Гидроксиды — кислоты и основания

К гидроксидам относятся кислородсодержащие кислоты, основания, амфотерные гидроксиды.

Кислоты — это сложные химические соединения, состоящие из катионов водорода и кислотных остатков.

Названия некоторых кислот и их солей

Формула	Название	Кислотный остаток	Соль
HF	Фтороводородная	F ⁻	Фторид
HCl	Хлороводородная	Cl ⁻	Хлорид
HBr	Бромоводородная	Br ⁻	Бромид
HI	Йодоводородная	I ⁻	Иодид
H ₂ S	Сероводородная	S ²⁻	Сульфид
H ₂ SO ₄	Серная	SO ₄ ²⁻	Сульфат
H ₂ SO ₃	Сернистая	SO ₃ ²⁻	Сульфит
HNO ₃	Азотная	NO ₃ ⁻	Нитрат
HNO ₂	Азотистая	NO ₂ ⁻	Нитрит
H ₂ CO ₃	Угльная	CO ₃ ²⁻	Карбонат
H ₂ SiO ₃	Кремниевая	SiO ₃ ²⁻	Силикат
H ₃ PO ₄	Фосфорная	PO ₄ ³⁻	Фосфат

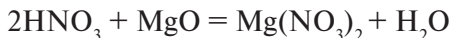
Различают сильные и слабые кислоты.

Кислоты	
Сильные электролиты	Слабые электролиты и электролиты средней силы
HCl, HBr, HI, HNO ₃ , H ₂ SO ₄ , HClO ₄ и некоторые другие	Все остальные кислоты: HF, H ₃ PO ₄ , H ₂ CO ₃ и т. д., и многие органические

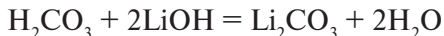
Химические свойства кислот

Взаимодействие кислот происходит:

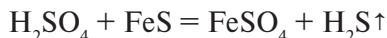
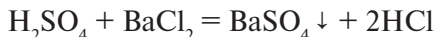
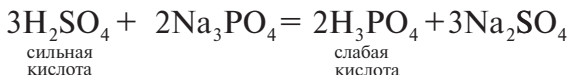
1) с основными оксидами:



2) основаниями:



3) солями. Эта реакция происходит только в тех случаях, когда в результате образуется более слабая кислота, осадок, газ:



4) металлами. Особенности этих реакций рассмотрены в разд. 6 (с. 62).

5) действие кислоты на индикатор:

H^+ + метилоранж → красный цвет;

H^+ + лакмус → красный цвет.

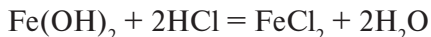
Основания — это сложные химические соединения, состоящие из катионов металла (или аммония NH_4^+) и гидроксогрупп (OH^-). Гидроксиды щелочных и щелочноземельных металлов называют щелочами, они хорошо растворимы в воде (кроме $\text{Ca}(\text{OH})_2$). Остальные основания в воде практически нерастворимы (исключая NH_4OH).

Основания	
Сильные электролиты	Слабые электролиты и электролиты средней силы
Все щелочи: LiOH , NaOH , KOH , RbOH , CsOH $\text{Ca}(\text{OH})_2$, $\text{Sr}(\text{OH})_2$, $\text{Ba}(\text{OH})_2$	Все остальные основания: NH_4OH , $\text{Cu}(\text{OH})_2$, $\text{Ni}(\text{OH})_2$ и др.

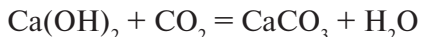
Химические свойства оснований

Основания взаимодействуют

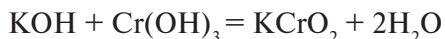
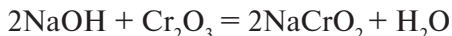
1) с кислотами:



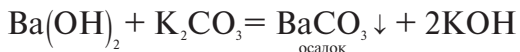
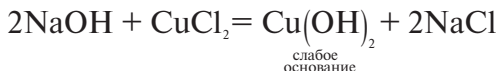
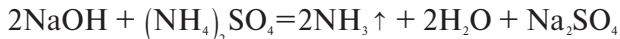
2) кислотными оксидами:



3) Щелочи реагируют с амфотерными оксидами и гидроксидами:



4) Щелочи взаимодействуют с растворимыми солями. Эта реакция происходит только в тех случаях, когда в результате образуется более слабое основание, осадок, газ:

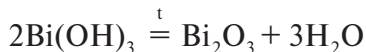


5. Действие щелочи на индикатор:

OH^- + фенолфталеин → малиновый цвет;

OH^- + лакмус → синий цвет.

6. Слабые основания при нагревании разлагаются:



1.4. Амфотерные оксиды и гидроксиды

Амфотерные оксиды — это оксиды металлов, которые могут проявлять свойства как основных, так и кислотных оксидов (ZnO , Al_2O_3 , Cr_2O_3 , BeO , SnO , PbO и т. д.). Амфотерным оксидам соответствуют амфотерные гидроксиды, проявляющие свойства и оснований, и кислот. Формулы амфотерных гидроксидов можно представить как в виде основания, так и в виде кислоты.

Оксид	Гидроксид		
	Основание	Кислота ¹	Метаформа кислоты ²
BeO	Be(OH)_2	H_2BeO_2	—
ZnO	Zn(OH)_2	H_2ZnO_2	—
Al_2O_3	Al(OH)_3	H_3AlO_3	HAlO_2
Cr_2O_3	Cr(OH)_3	H_3CrO_3	HCrO_2
SnO	Sn(OH)_2	H_2SnO_2	—
SnO_2	Sn(OH)_4	H_4SnO_4	H_2SnO_3
PbO	Pb(OH)_2	H_2PbO_2	—

¹ Приведенные здесь формулы кислот условны. Анионы таких «кислот» образуются в расплавах. В растворах существуют комплексные анионы $[\text{Zn(OH)}_4]^{2-}$, $[\text{Al(OH)}_6]^{3-}$ и др.

² Метаформы «кислот» образуют гидроксиды, содержащие три и более атома водорода. Их получают из ортоформы вычитанием молекулы воды: $\text{H}_3\text{AlO}_3 - \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{HAlO}_2$.

Химические свойства амфотерных оксидов и гидроксидов

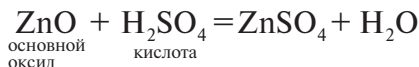
Амфотерные оксиды и гидроксиды реагируют как с кислотами (и кислотными оксидами), так и с сильными основаниями (и соответствующими оксидами). При этом в реакциях с основаниями и основными оксидами амфотерные соединения про-

являют кислотные свойства, т. е. входят в состав образующейся соли в виде кислотного остатка соответствующей «кислоты».

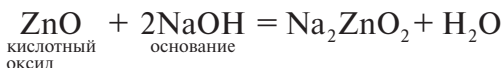
Пример 1. Докажите амфотерность оксида цинка, составив уравнения соответствующих реакций.

Решение

1. Составляем уравнения реакций между ZnO и кислотой, например серной, и кислотным оксидом:



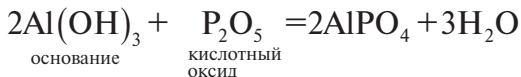
2. Составляем уравнения реакций между ZnO и сильным основанием, ZnO и основным оксидом:



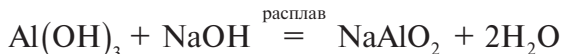
Пример 2. Докажите амфотерность гидроксида алюминия, составив уравнения соответствующих реакций.

Решение

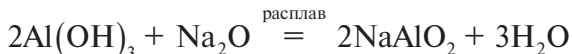
1. Составляем уравнения реакций гидроксида алюминия $\text{Al}(\text{OH})_3$ с кислотой и кислотным оксидом:



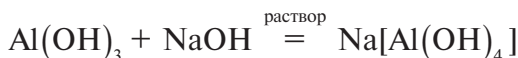
2. Составляем уравнения реакций гидроксида алюминия $\text{Al}(\text{OH})_3$ с сильным основанием и основным оксидом:



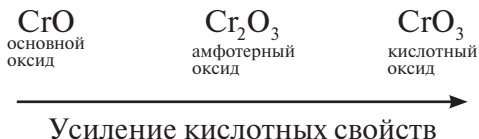
Гидроксид алюминия в этой реакции, как и в реакции с основным оксидом Na_2O играет роль кислоты H_3AlO_3 или HAlO_2 (см. табл. на стр. 11):



В растворе образуется комплексное соединение:



Если элемент образует несколько оксидов (гидроксидов), то с увеличением степени окисления элемента кислотные свойства его оксидов (гидроксидов) усиливаются:



1.5. Соли

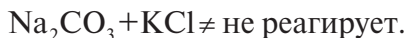
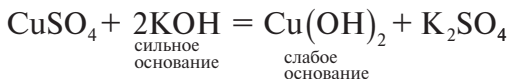
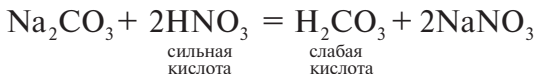
Соли — это сложные вещества, состоящие из ионов металла и кислотного остатка. Соли представляют собой продукты полного или частичного замещения ионов водорода в кислотах. Типы солей: средние (нормальные), кислые и основные.

Средние соли — это продукты полного замещения катионов водорода в кислоте.

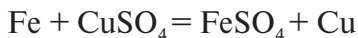
Химические свойства средних солей

1. Соли вступают в реакцию с кислотами, щелочами и другими солями. Эти реакции происходят в тех случаях, ког-

да образуются более слабая кислота или основание, осадок, газ:



2. Соли взаимодействуют с металлами. Более активный металл (Fe) вытесняет менее активный (Cu) из раствора его соли (прил. 2):

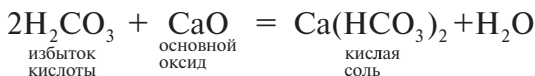


Кислые соли — это продукты неполного замещения катионов водорода в кислотах ионами металла (или аммония): NaHCO_3 , NH_4HS , $\text{Ca}(\text{H}_2\text{PO}_4)_2$ и т. д. Кислые соли могут быть образованы только многоосновными кислотами. Практически все кислые соли хорошо растворимы в воде.

Получение и свойства кислых солей

1. Кислые соли получают при взаимодействии избытка кислоты или кислотного оксида с основанием или основным оксидом:





2. Кислые соли получают из средних солей, добавляя кислоту

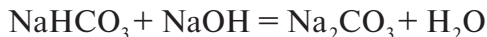
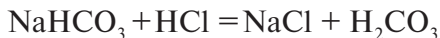
- одноименную:



- другую:



3. Кислые соли взаимодействуют как с сильными кислотами, так и с сильными основаниями:

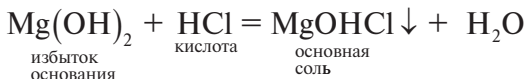


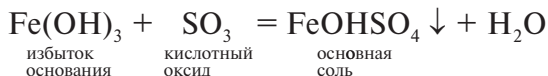
Основные соли — это продукты неполного замещения гидроксогрупп (OH^-) основания кислотным остатком, например MgOHCl , AlOHSO_4 и т.д.

Основные соли могут быть образованы только слабыми основаниями многовалентных металлов. Эти соли, как правило, труднорастворимы.

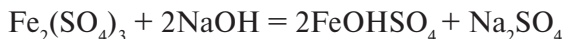
Получение и свойства основных солей

1. Основные соли получают при взаимодействии избытка основания с кислотой или кислотным оксидом:

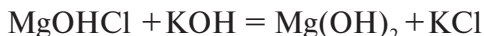
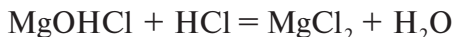




2. Основные соли получают из средней соли, добавляя щелочь:



3. Основные соли реагируют как с сильными кислотами, так и с сильными основаниями:



Задания для самоконтроля*

1. Определите класс указанных соединений; составьте молекулярные уравнения возможных реакций между этими соединениями с водой, серной кислотой и гидроксидом натрия.

1	$\text{Ni(OH)}_2, \text{Cl}_2\text{O}_7, \text{AlOHSO}_4, \text{Cr(OH)}_3, \text{Ba(HSe)}_2$
2	$\text{Al}_2\text{O}_3, \text{HF}, \text{Ca(HCO}_3)_2, \text{NiOHNO}_3, \text{BaSO}_3$
3	$\text{HClO}, \text{Cr}_2\text{O}_3, \text{Sr(OH)}_2, \text{K}_2\text{HPO}_4, \text{CuOHCl}$
4	$\text{P}_2\text{O}_5, \text{Zn(OH)}_2, \text{AlOH(NO}_3)_2, \text{NaH}_2\text{PO}_4, \text{H}_2\text{S}$
5	$\text{Fe(OH)}_3, \text{HBr}, \text{SrCO}_3, \text{CaHPO}_4, (\text{CdOH})_2\text{SO}_4$
6	$\text{N}_2\text{O}_3, \text{Al(OH)}_3, \text{H}_2\text{SO}_3, \text{Ba(HS)}_2, \text{CoOHNO}_3$

* Здесь и далее для выполнения задания необходимо выбрать свой вариант и выполнить его в письменной форме.

7	H_3AsO_4 , $\text{Sn}(\text{OH})_2$, CuO , KHCO_3 , ZnOHCl
8	PbO , HBrO , K_2S , $(\text{SnOH})_2\text{SO}_4$, NaHSO_3
9	$\text{Be}(\text{OH})_2$, HNO_2 , SO_2 , $\text{Ca}(\text{HSO}_3)_2$, SnOHNO_3
10	ZnO , H_2CO_3 , Na_2S , BaHPO_4 , CrOH_2SO_4
11	$\text{Pb}(\text{OH})_2$, N_2O_5 , BaS , NaHCO_3 , $(\text{FeOH})_2\text{SO}_4$
12	HClO_3 , SnO_2 , Na_2SO_3 , SnOHBr , $\text{Ca}(\text{HS})_2$
13	BeO , H_3PO_4 , $\text{Co}(\text{OH})_2$, $\text{Sr}(\text{HCO}_3)_2$, NiOHBr
14	$\text{Cr}(\text{OH})_3$, P_2O_3 , CaSO_3 , NaHS , FeOHCl_2
15	SO_3 , $\text{Zn}(\text{OH})_2$, KH_2PO_4 , AlOHCl_2 , K_2CO_3
16	SnO , H_2S , CaHAsO_4 , MnOHBr , BaCO_3
17	CO_2 , Fe_2O_3 , $\text{Ba}(\text{HSO}_3)_2$, NiOHNO_3 , KNO_2
18	H_3AsO_3 , $\text{Al}(\text{OH})_3$, $(\text{CoOH})_2\text{SO}_4$, KH_2PO_4 , Na_2Se
19	PbO , $\text{Cd}(\text{OH})_2$, H_2Se , $\text{CrOH}(\text{NO}_3)_2$, $\text{Ba}(\text{H}_2\text{PO}_4)_2$
20	$\text{Sn}(\text{OH})_4$, HClO_3 , $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$, KHS , $(\text{ZnOH})_2\text{SO}_4$
21	SiO_2 , $\text{Cr}(\text{OH})_3$, K_2HAsO_4 , $(\text{CdOH})_2\text{SO}_4$, Li_2CO_3
22	Cr_2O_3 , HCN , $\text{Mg}(\text{OH})_2$, SnOHBr , $\text{Ca}(\text{HSe})_2$
23	$\text{Be}(\text{OH})_2$, I_2O_5 , K_2SO_3 , AlOHBr_2 , $\text{Sr}(\text{HSO}_3)_2$
24	HIO_3 , BeO , $(\text{CuOH})_2\text{SO}_4$, NaNO_2 , BaHPO_4

2. СТРОЕНИЕ АТОМА

Атом — мельчайшая частица химического элемента, являющаяся носителем его химических свойств. Атом состоит из ядра и электронов (e). В состав ядра входят протоны (p) и нейтроны (n).

Радиус атома составляет примерно 10^{-10} м, радиус ядра $\approx 10^{-14} - 10^{-15}$ м. Основная масса атома сосредоточена в ядре ($m_p \approx m_n$, $m_e \approx 1/1840 m_p$, атомная единица массы $1,66 \cdot 10^{-27}$ кг).

Заряд протона равен по величине и противоположен по знаку заряду электрона (заряд электрона $\approx 1,60 \cdot 10^{-19}$ Кл).

Все названные частицы относятся к микрообъектам, законы их движения и взаимодействия описываются квантовой механикой.

Вокруг ядра в определенном объеме пространства распределены электроны. Вероятность нахождения электрона в пространстве описывают волновой функцией, называемой орбиталью. Орбиталь — область пространства определенной формы и протяженности, в которой наиболее вероятно нахождение электрона.

Для определения энергии и формы орбитали решают волновое уравнение, предложенное Шредингером в 1926 г. Уравнение Шредингера не вытекает из других законов физики — это постулат. Оно основано на представлении о двойственной

природе микрообъектов и выведено, исходя из определенной аналогии между уравнениями механики и оптики.

Решением уравнения Шредингера являются квантовые числа — главное квантовое число n , орбитальное (побочное) квантовое число l и магнитное квантовое число m_l .

Главное квантовое число n характеризует энергию электронного уровня (оболочки). Оно принимает значения 1, 2, 3, 4 и т. д:

$$E = -\frac{\text{const}}{n^2}.$$

Орбитальное квантовое число l определяет энергию и форму электронного подуровня (подоболочки) и принимает значения 1, 2, 3, ..., $n - 1$. Электроны, для которых $l = 0$, называют s -электронами, электроны с $l = 1$ — p -электронами, с $l = 2$ — d -электронами, с $l = 3$ — f -электронами. В одном уровне

$$E_s < E_p < E_d < E_f.$$

Магнитное квантовое число m_l характеризует ориентацию орбитали во внешнем магнитном поле и имеет значения

$$l, (l - 1), \dots 0, \dots -(l - 1), -l.$$

Для описания состояния электрона в атоме кроме описанных ранее чисел необходимо еще одно квантовое число, называемое спиновым квантовым числом m_s . Оно имеет значения $+\frac{1}{2}$ или $-\frac{1}{2}$ (условные обозначения электронов с противоположным спином \uparrow и \downarrow).

Порядок распределения электронов по уровням, подуровням и орбиталям подчиняется следующим законам:

Принцип Паули. В атоме не может существовать двух электронов с одинаковым набором всех четырех квантовых чисел.

Принцип минимальной энергии. Электроны заполняют уровни последовательно, начиная с уровня, характеризующегося наименьшей энергией.

Правило Клечковского (детализирует принцип минимальной энергии). Электроны заполняют подуровни в порядке увеличения суммы $n + l$. При одинаковых значениях этой суммы первым заполняется подуровень с меньшим значением n .

Правило Хунда. При данных значениях n и l электроны располагаются так, чтобы суммарный спин был максимальным.

Распределение электронов по уровням, подуровням и орбиталям

n	l	Орби- таль	m_l	Число орби- талей	m_s	Максимальное число электро- нов	
						на поду- ровне	на уровне
1	0	1s	0	1	$\pm 1/2$	2	2
2	0	2s	0	1	$\pm 1/2$	2	8
	1	2p	-1, 0, 1	3	$\pm 1/2$	6	
3	0	3s	0	1	$\pm 1/2$	2	18
	1	3p	-1, 0, 1	3	$\pm 1/2$	6	
	2	3d	-2, -1, 0, 1, 2	5	$\pm 1/2$	10	
4	0	4s	0	1	$\pm 1/2$	2	32
	1	4p	-1, 0, 1	3	$\pm 1/2$	6	
	2	4d	-2, -1, 0, 1, 2	5	$\pm 1/2$	10	
	3	4f	-3, -2, -1, 0, 1, 2, 3	7	$\pm 1/2$	14	

Примечание. При составлении электронно-графических формул орбитали обозначают в виде \square .

s -орбитали имеют сферическую форму, p -орбитали — форму гантелей, d - и f -орбитали — более сложную форму. При

этом с увеличением значений главного квантового числа размеры орбиталей растут, а форма сохраняется.

Для описания состояния электронов в атоме (электронных структур атомов) составляют электронные формулы — условную запись распределения электронов по уровням, подуровням и орбиталям, — в которых используют приведенные в указанной ранее таблице «Распределение электронов...» обозначения.

При составлении электронных формул исходят из положения элемента в Периодической системе элементов Д. И. Менделеева, а именно:

1. Число электронов в атоме равно порядковому номеру элемента.

2. Число энергетических уровней равно номеру периода.

3. У элементов побочных подгрупп внутренние уровни, включая предпоследний $(N-1)$ p -подуровень (N — номер периода), заполняются последовательно, затем 2 электрона заполняют внешний N s -подуровень; оставшиеся электроны распределяются на $(N-1)$ d -подуровне.

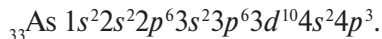
4. Заполнение $4f$ -подуровня происходит начиная с лантана, $5f$ -подуровня — с актиния.

Валентными электронами (т.е. электронами, участвующими в образовании химических связей) у элементов главных подгрупп являются электроны внешнего уровня, у элементов побочных подгрупп — s -электроны внешнего и d -электроны предпоследнего уровня. Число валентных электронов, как правило, равно номеру группы. Исключение — элементы подгруппы меди и большинство элементов побочных подгрупп 8-й группы.

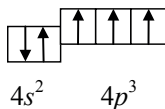
Пример 1. Составьте электронную формулу атома мышьяка. Укажите распределение валентных электронов по квантовым ячейкам (орбиталям).

Решение. Порядковый номер элемента — 33, ${}_{33}\text{As}$. Элемент расположен в 4-м периоде, V группе, главной подгруппе. Сле-

довательно, в атоме мышьяка 33 электрона, которые последовательно распределены по 4 энергетическим уровням (слоям). 5 валентных электронов находятся на внешнем 4-м уровне:

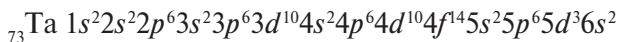


Валентные электроны распределены в соответствии с правилом Хунда:

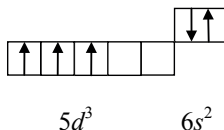


Пример 2. Составьте электронную формулу атома тантала. Укажите распределение валентных электронов по квантовым ячейкам.

Решение. Тантал — элемент номер 73, расположенный в 6-м периоде, V группе, побочной подгруппе. Следовательно, 73 электрона расположены на 6 электронных уровнях: 2 из 5 валентных электронов находятся на s-подуровне последнего, шестого уровня, и 3 — на d-подуровне предпоследнего (пятого) уровня. Обратите внимание на то, что тантал находится после лантана, следовательно, 4f-подуровень заполнен:

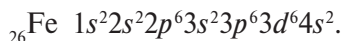
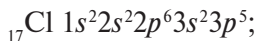


Распределение валентных электронов:

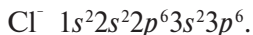


Пример 3. Составьте электронные формулы ионов Cl^- и Fe^{3+} .

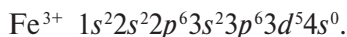
Решение. Составим электронные формулы атомов хлора и железа:



При образовании иона Cl^- атом хлора присоединяет один электрон, который занимает вакантное место на $3p$ -орбитали:



Ион Fe^{3+} образуется при потере атомом железа трех валентных электронов:



Задания для самоконтроля

Задание 1. Охарактеризуйте положение элемента в Периодической системе: укажите порядковый номер, номер группы, подгруппу. Составьте электронную формулу атома элемента.

Задание 2. Составьте электронную формулу иона.

Задание 3. По валентным электронам определите элемент и составьте электронную формулу атома элемента.

Вариант	Задание 1	Задание 2	Задание 3	Вариант	Задание 1	Задание 2	Задание 3
1	Cu	Pb^{2+}	$4s^2 4p^5$	9	Cl	La^{3+}	$6s^2 6p^2$
2	Nb	Γ	$5d^6 6s^2$	10	Fe	Te^{2-}	$5d^4 6s^2$
3	As	Bi^{3+}	$3s^2 3p^3$	11	Zr	Au^{3+}	$2s^2 2p^2$
4	Ba	S^{2-}	$5d^3 6s^2$	12	Mo	Fe^{2+}	$5d^2 6s^2$
5	Sb	V^{3+}	$5d^7 6s^2$	13	Hf	N^{3-}	$5s^2 5p^4$
6	Co	Hg^{2+}	$3s^2 3p^1$	14	Br	Ni^{2+}	$5d^{10} 6s^1$
7	Ag	Se^{2-}	$7s^2$	15	Y	Sn^{2+}	$6s^2 6p^3$
8	Ta	Sr^{2+}	$4s^2 4p^3$	16	Zn	F^-	$5d^{10} 6s^2$

2. Строение атома

Вари- ант	Зада- ние 1	Зада- ние 2	Зада- ние 3	Вари- ант	Зада- ние 1	Зада- ние 2	Зада- ние 3
17	Cd	Sn^{2+}	$5d^5 6s^2$	21	Au	O^{2-}	$3d^5 4s^2$
18	Pb	Co^{2+}	$3s^2 3p^6$	22	Hg	Mn^{2+}	$4s^2 4p^1$
19	Ni	Pb^{2+}	$5s^1$	23	V	Pb^{4+}	$3s^2 3p^4$
20	S	Au^{1+}	$4d^5 5s^2$	24	Bi	Cl^-	$3d^6 4s^2$

3. ОСНОВЫ ХИМИЧЕСКОЙ ТЕРМОДИНАМИКИ. ХИМИЧЕСКОЕ РАВНОВЕСИЕ

Химическая термодинамика — наука об энергетических эффектах, сопровождающих химические реакции, о возможности и условиях самопроизвольного протекания химических процессов.

3.1. Термодинамические расчеты

Для определения возможности самопроизвольного прохождения реакции при некоторой температуре T , постоянном давлении и стандартных состояниях исходных веществ и продуктов реакции необходимо рассчитать следующие термодинамические функции:

$\Delta H^0_{\text{хим. р}}$ — стандартное изменение энтальпии (энтальпию) реакции;

$\Delta S^0_{298 \text{ хим. р}}$ — стандартное изменение энтропии в ходе реакции;

$\Delta G^0_{T \text{ хим. р}}$ — стандартное изменение изобарно-изотермического потенциала (энергии Гиббса) реакции при температуре T .

Стандартная энтальпия химической реакции при температуре 298 К ($\Delta H^0_{298 \text{ хим. р}}$) рассчитывается по формуле, вытекающей из закона Гесса:

$$\Delta H_{298 \text{ хим. р}}^0 = \sum n_i \Delta H_{298 \text{ прод. р}}^0 - \sum n_j \Delta H_{298 \text{ исх. в}}^0 \quad (1)$$

где $\Delta H_{298 \text{ прод. р}}^0$ и $\Delta H_{298 \text{ исх. в}}^0$ — стандартные энтальпии образования продуктов реакции и исходных веществ (приведены в справочниках термодинамических величин). Следует учесть, что стандартные энтальпии образования простых веществ равны нулю; n_i и n_j — коэффициенты при формулах соответствующих веществ в стехиометрическом уравнении реакции.

Значение $\Delta H_{\text{хим. р}}$ характеризует теплоту химической реакции, проведенной при постоянном давлении и постоянной температуре. Если $\Delta H_{\text{хим. р}} < 0$, реакция протекает с выделением тепла (экзотермическая реакция), если $\Delta H_{\text{хим. р}} > 0$ — реакция эндотермическая.

Стандартное изменение энтропии в ходе реакции рассчитывается по формуле

$$\Delta S_{298 \text{ хим. р}}^0 = \sum n_i S_{298 \text{ прод. р}}^0 - \sum n_j S_{298 \text{ исх. в}}^0, \quad (2)$$

где $S_{298 \text{ прод. р}}^0$ и $S_{298 \text{ исх. в}}^0$ — стандартные энтропии продуктов реакции и исходных веществ; n_i и n_j — коэффициенты при формулах в стехиометрическом уравнении реакции.

Стандартное значение энергии Гиббса химической реакции при 298 К можно рассчитать двумя способами:

$$1) \Delta G_{298 \text{ хим. р}}^0 = \sum n_i \Delta G_{298 \text{ прод. р}}^0 - \sum n_j \Delta G_{298 \text{ исх. в}}^0, \quad (3)$$

где $\Delta G_{298 \text{ прод. р}}^0$ и $\Delta G_{298 \text{ исх. в}}^0$ — справочные значения стандартных энергий Гиббса образования продуктов реакции и исходных веществ; n_i и n_j — коэффициенты при формулах соответствующих веществ в стехиометрическом уравнении реакции.

$$2) \Delta G_{298 \text{ хим. р}}^0 = \Delta H_{298 \text{ хим. р}}^0 - 298 \Delta S_{298 \text{ хим. р}}^0 \quad (4)$$

Стандартное значение энергии Гиббса при других температурах рассчитывают по формуле

$$\Delta G_T^0_{\text{хим. р}} \cong \Delta H_{298}^0_{\text{хим. р}} - T \Delta S_{298}^0_{\text{хим. р}} \quad (5)$$

Если рассчитанное значение $\Delta G_T^0 < 0$, при данной температуре и стандартных состояниях веществ возможно самопроизвольное протекание прямой реакции, при $\Delta G_T^0 > 0$ — возможна обратная реакция.

Пример. Рассчитайте значения стандартной энтальпии и стандартной энергии Гиббса при температурах 298 и 1000 К для реакции



Постройте график зависимости энергии Гиббса от температуры. Укажите область температур, в которой возможно самопроизвольное протекание прямой реакции.

Решение. Выпишем из табл. П1 значения ΔH_{298}^0 и S_{298}^0 для всех реагентов и продуктов реакции.

Вещество	ΔH_{298}^0 , кДж/моль	S_{298}^0 , Дж/(моль · К)	ΔG_{298}^0 , кДж/моль
$\text{CO}_{(\text{г})}$	–110,6	197,7	–137,2
$\text{C}_{(\text{т, графит})}$	0	5,74	0
$\text{CO}_{2(\text{г})}$	–393,8	213,8	–394,6

Рассчитаем изменение энтальпии реакции по формуле (1):

$$\begin{aligned} \Delta H_{298}^0_{\text{хим. р}} &= 2\Delta H_{298}^0_{\text{CO}} - (\Delta H_{298}^0_{\text{CO}_2} + \Delta H_{298}^0_{\text{C}}) = 2 \text{ моль} \times \\ &\times (-110,6 \text{ кДж/моль}) - (1 \text{ моль} \times 0 \text{ кДж/моль} - \\ &- 1 \text{ моль} \times 393,8 \text{ кДж/моль}) = -221,2 \text{ кДж} + 393,8 \text{ кДж} = 172,6 \text{ кДж}. \end{aligned}$$

$$\Delta H_{298}^0_{\text{хим. р}} > 0 \text{ — реакция эндотермическая.}$$

Рассчитаем изменение энтропии в ходе реакции по формуле (2):

$$\begin{aligned}\Delta S_{298 \text{ хим. р}}^0 &= 2S_{298 \text{ CO}}^0 - (S_{298 \text{ CO}_2}^0 + S_{298 \text{ C}}^0) = \\ &= 2 \text{ моль} \times 197,7 \text{ Дж}/(\text{моль} \times \text{К}) - (1 \text{ моль} \times 213,8 \text{ Дж}/(\text{моль} \times \text{К}) + \\ &\quad + 1 \text{ моль} \times 5,74 \text{ Дж}/(\text{моль} \times \text{К})) = 175,5 \text{ Дж/К}.\end{aligned}$$

$\Delta S_{298 \text{ хим. р}}^0 > 0$ — беспорядок в системе увеличивается.

Изменение энергии Гиббса при 298 К можно рассчитать как по формуле (3), так и по формуле (4):

$$\begin{aligned}1) \Delta G_{298 \text{ хим. р}}^0 &= 2\Delta G_{298 \text{ CO}}^0 - (\Delta G_{298 \text{ CO}_2}^0 + \Delta G_{298 \text{ C}}^0) = 2 \text{ моль} \times \\ &\times (-137,2 \text{ кДж/моль}) - (1 \text{ моль} \times (-394,6) \text{ кДж/моль} + 1 \text{ моль} \times \\ &\quad \times 0 \text{ кДж/моль}) = 120 \text{ кДж}.\end{aligned}$$

$$\begin{aligned}2) \Delta G_{298 \text{ хим. р}}^0 &= \Delta H_{298 \text{ хим. р}}^0 - T\Delta S_{298 \text{ хим. р}}^0 = 172,6 \text{ кДж} - 298 \text{ К} \times \\ &\quad \times 175,5 \times 10^{-3} \text{ Дж/К} = 120 \text{ кДж}.\end{aligned}$$

$\Delta G_{298 \text{ хим. р}}^0 > 0$ — самопроизвольное протекание прямой реакции при 298 К и стандартных состояниях веществ невозможно.

Расчеты энергии Гиббса при других температурах проводят по формуле (5):

$$\Delta G_{1000 \text{ хим. р}}^0 \cong 172,6 \text{ кДж} - 1000 \text{ К} \times 175,5 \times 10^{-3} \text{ Дж/К} \cong -3 \text{ кДж},$$

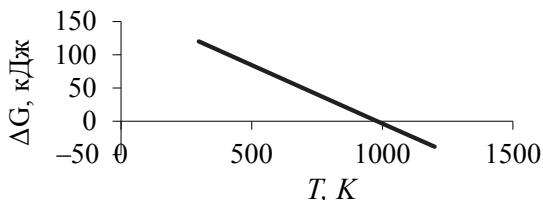
т.е. самопроизвольное протекание прямой реакции при 1000 К возможно.

Для построения графика зависимости энергии Гиббса от температуры удобно рассчитать точку пересечения прямой с осью температур ($\Delta G_{T \text{ хим. р}}^0 = 0$):

$$\Delta G_{T \text{ хим. р}}^0 \cong \Delta H_{298 \text{ хим. р}}^0 - T\Delta S_{298 \text{ хим. р}}^0 = 0,$$

$$T = \frac{\Delta H^0}{\Delta S^0} = \frac{172,6}{175,5 \cdot 10^{-3}} \frac{\text{кДж}}{\text{Дж/К}} = 980 \text{ К}.$$

По двум точкам строим прямую $\Delta G = f(T)$.



Из приведенного графика видно, что прямая реакция возможна при температурах выше 980 К.

3.2. Химическое равновесие

Различают обратимые и необратимые реакции. Необратимыми называют реакции, протекающие в одном направлении. Реакции, которые идут одновременно и в прямом, и в обратном направлении, являются обратимыми. Обратимые реакции до конца (полного превращения исходных веществ в продукты) не доходят. В ходе таких реакций устанавливается состояние химического равновесия, т.е. такое состояние, когда скорость прямой реакции равна скорости обратной. Количественной характеристикой состояния равновесия является величина, называемая константой равновесия.

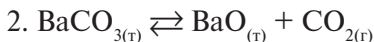
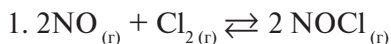
Константа химического равновесия равна отношению произведения равновесных концентраций (парциальных давлений) продуктов реакции в степенях стехиометрических коэффициентов к произведению равновесных концентраций (парциальных давлений) исходных веществ также в степенях, равных стехиометрическим коэффициентам при соответствующих веществах.

Константа равновесия характеризует полноту протекания процесса и при постоянной температуре является постоянной

величиной. При расчете констант равновесия концентрации подставляют в единицах молярной концентрации, а парциальные давления — в атмосферах. Значение констант приводят без указания единиц.

Следует учесть, что концентрации конденсированных фаз (твердые вещества и чистые жидкости) в выражение для константы равновесия не входят.

Пример 1. Составьте выражения для констант равновесия следующих реакций:



Решение

$$1. \quad K_p = \frac{P_{\text{NOCl}}^2}{P_{\text{NO}}^2 \cdot P_{\text{Cl}_2}}, \quad K_c = \frac{[\text{NOCl}]^2}{[\text{NO}]^2 \cdot [\text{Cl}_2]}$$

$$2. \quad K_p = P_{\text{CO}_2}, \quad K_c = [\text{CO}_2]$$

$$3. \quad K_p = \frac{P_{\text{H}_2\text{O}}}{P_{\text{H}_2}}, \quad K_c = \frac{[\text{H}_2\text{O}]}{[\text{H}_2]}$$

При неизменных внешних условиях состояние химического равновесия может существовать сколь угодно долго. Изменение условий приводит к смещению равновесия и установлению нового состояния равновесия с другими равновесными концентрациями веществ. Качественно направление смеще-

ния равновесия можно определить, используя принцип Ле Шателье: если на систему, находящуюся в состоянии равновесия, оказать внешнее воздействие, равновесие сместится в направлении, ослабляющем это воздействие.

Например, повышение температуры приводит к смещению равновесия в направлении эндотермической реакции, сопровождающейся поглощением теплоты, т.е. охлаждением системы.

Пример 2. Определите направление смещения равновесия реакции

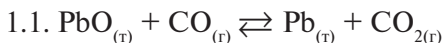


при понижении температуры, повышении общего давления и увеличении концентрации водорода.

Решение. Так как реакция эндотермическая, понижение температуры вызовет смещение равновесия в сторону обратной (экзотермической) реакции. Изменение общего давления не приведет к смещению равновесия, так как общее число моль газообразных веществ в левой и в правой частях уравнения одинаково (количество газообразных веществ в ходе реакции не изменяется). Увеличение концентрации водорода вызовет смещение равновесия в сторону прямой реакции, при прохождении которой водород расходуется.

Задания для самоконтроля

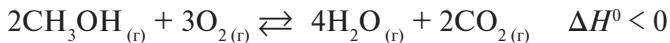
1. Рассчитайте ΔH_{298}^0 , ΔS_{298}^0 , ΔG_{298}^0 и ΔG_{1000}^0 , указанной реакции. Постройте график зависимости свободной энергии Гиббса химической реакции от температуры. Укажите область температур, в которой возможно самопроизвольное протекание прямой реакции. Исходные данные для расчетов приведены в табл. П1.



- 1.2. $\text{C}_{(\text{т})} + 2\text{N}_{2\text{O}_{(\text{г})}} \rightleftharpoons \text{CO}_{2(\text{г})} + 2\text{N}_{2(\text{г})}$
- 1.3. $\text{CH}_{4(\text{г})} + 2\text{O}_{2(\text{г})} \rightleftharpoons \text{CO}_{2(\text{г})} + 2\text{H}_2\text{O}_{(\text{г})}$
- 1.4. $2\text{MgO}_{(\text{т})} + \text{C}_{(\text{т})} \rightleftharpoons 2\text{Mg}_{(\text{т})} + \text{CO}_{2(\text{г})}$
- 1.5. $2\text{PH}_{3(\text{г})} + 4\text{O}_{2(\text{г})} \rightleftharpoons \text{P}_2\text{O}_{5(\text{т})} + 3\text{H}_2\text{O}_{(\text{г})}$
- 1.6. $\text{Fe}_2\text{O}_{3(\text{т})} + 3\text{CO}_{(\text{г})} \rightleftharpoons 2\text{Fe}_{(\text{т})} + 3\text{CO}_{2(\text{г})}$
- 1.7. $2\text{H}_2\text{S}_{(\text{г})} + 3\text{O}_{2(\text{г})} \rightleftharpoons 2\text{H}_2\text{O}_{(\text{г})} + 2\text{SO}_{2(\text{г})}$
- 1.8. $\text{FeO}_{(\text{т})} + \text{CO}_{(\text{г})} \rightleftharpoons \text{Fe}_{(\text{т})} + \text{CO}_{2(\text{г})}$
- 1.9. $4\text{HCl}_{(\text{г})} + \text{O}_{2(\text{г})} \rightleftharpoons 2\text{Cl}_{2(\text{г})} + 2\text{H}_2\text{O}_{(\text{г})}$
- 1.10. $\text{WO}_{3(\text{т})} + 3\text{H}_{2(\text{г})} \rightleftharpoons \text{W}_{(\text{т})} + 3\text{H}_2\text{O}_{(\text{г})}$
- 1.11. $\text{SnO}_{2(\text{т})} + \text{Sn}_{(\text{т})} \rightleftharpoons 2\text{SnO}_{(\text{т})}$
- 1.12. $\text{H}_2\text{S}_{(\text{г})} + \text{Cl}_{2(\text{г})} \rightleftharpoons 2\text{HCl}_{(\text{г})} + \text{S}_{(\text{т})}$
- 1.13. $\text{C}_{(\text{т})} + \text{H}_2\text{O}_{(\text{г})} \rightleftharpoons \text{CO}_{(\text{г})} + \text{H}_{2(\text{г})}$
- 1.14. $4\text{NH}_{3(\text{г})} + 5\text{O}_{2(\text{г})} \rightleftharpoons 4\text{NO}_{(\text{г})} + 6\text{H}_2\text{O}_{(\text{г})}$
- 1.15. $2\text{H}_2\text{S}_{(\text{г})} + \text{SO}_{2(\text{г})} \rightleftharpoons 3\text{S}_{(\text{т})} + 2\text{H}_2\text{O}_{(\text{г})}$
- 1.16. $\text{MgCO}_{3(\text{т})} \rightleftharpoons \text{MgO}_{(\text{т})} + \text{CO}_{2(\text{г})}$
- 1.17. $2\text{NO}_{(\text{г})} + \text{O}_{2(\text{г})} \rightleftharpoons 2\text{NO}_{2(\text{г})}$
- 1.18. $2\text{SO}_2 + \text{O}_{2(\text{г})} \rightleftharpoons 2\text{SO}_{3(\text{г})}$
- 1.19. $\text{Fe}_2\text{O}_{3(\text{т})} + 3\text{H}_{2(\text{г})} \rightleftharpoons 2\text{Fe}_{(\text{т})} + 3\text{H}_2\text{O}_{(\text{г})}$
- 1.20. $\text{CO}_{2(\text{г})} + \text{H}_{2(\text{г})} \rightleftharpoons \text{CO}_{(\text{г})} + \text{H}_2\text{O}_{(\text{г})}$
- 1.21. $\text{Fe}_2\text{O}_{3(\text{т})} + 2\text{Al}_{(\text{т})} \rightleftharpoons 2\text{Fe}_{(\text{т})} + \text{Al}_2\text{O}_{3(\text{т})}$
- 1.22. $2\text{N}_{2(\text{г})} + \text{O}_{2(\text{г})} \rightleftharpoons 2\text{N}_2\text{O}_{(\text{г})}$
- 1.23. $\text{NO}_{(\text{г})} + \text{NO}_{2(\text{г})} \rightleftharpoons \text{N}_2\text{O}_{3(\text{т})}$
- 1.24. $\text{H}_2\text{O}_{(\text{г})} + \text{CO}_{(\text{г})} \rightleftharpoons \text{CO}_{2(\text{г})} + \text{H}_{2(\text{г})}$

2. Запишите выражение для константы равновесия приведенных реакций. Определите направление смещения равновесия при изменении внешних условий.

2.1. В каком направлении сместится равновесие реакции



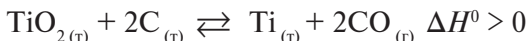
- а) при повышении температуры,
- б) при понижении давления,
- в) при увеличении концентрации CO_2 ?

2.2. В каком направлении сместится равновесие реакции



- а) при понижении температуры,
- б) при понижении давления,
- в) при уменьшении концентрации CO ?

2.3. В каком направлении сместится равновесие реакции



- а) при повышении температуры,
- б) при повышении давления,
- в) при увеличении концентрации CO ?

2.4. В каком направлении сместится равновесие реакции



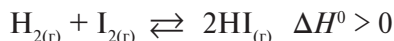
- а) при понижении температуры,
- б) при повышении давления,
- в) при уменьшении концентрации Cl_2 ?

2.5. В каком направлении сместится равновесие реакции



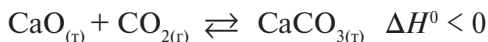
- а) при повышении температуры,
- б) при понижении давления,
- в) при увеличении концентрации O_2 ?

2.6. В каком направлении сместится равновесие реакции



- а) при повышении температуры,
- б) при понижении давления,
- в) при увеличении концентрации H_2 ?

2.7. В каком направлении сместится равновесие реакции



- а) при повышении температуры,
- б) при повышении давления,
- в) при уменьшении концентрации CO_2 ?

2.8. В каком направлении сместится равновесие реакции



- а) при понижении температуры,
- б) при повышении давления,
- в) при увеличении концентрации H_2S ?

2.9. В каком направлении сместится равновесие реакции



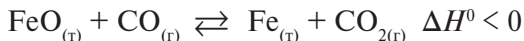
- а) при повышении температуры,
- б) при понижении давления,
- в) при уменьшении концентрации CO ?

2.10. В каком направлении сместится равновесие реакции



- а) при понижении температуры,
- б) при понижении давления,
- в) при увеличении концентрации H_2O ?

2.11. В каком направлении сместится равновесие реакции



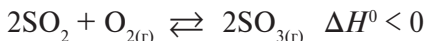
- а) при понижении температуры,
- б) при увеличении давления,
- в) при увеличении концентрации CO ?

2.12. В каком направлении сместится равновесие реакции



- а) при повышении температуры,
- б) при увеличении давления,
- в) при уменьшении концентрации CO_2 ?

2.13. В каком направлении сместится равновесие реакции



- а) при понижении температуры,
- б) при уменьшении давления,
- в) при увеличении концентрации O_2 ?

2.14. В каком направлении сместится равновесие реакции



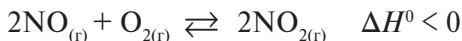
- а) при повышении температуры,
- б) при увеличении давления,
- в) при уменьшении концентрации CH_4 ?

2.15. В каком направлении сместится равновесие реакции



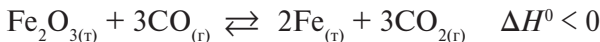
- а) при понижении температуры,
- б) при увеличении давления,
- в) при уменьшении концентрации HCl ?

2.16. В каком направлении сместится равновесие реакции



- а) при повышении температуры,
- б) при увеличении давления,
- в) при увеличении концентрации O_2 ?

2.17. В каком направлении сместится равновесие реакции



- а) при повышении температуры,
- б) при уменьшении давления,
- в) при уменьшении концентрации CO_2 ?

2.18. В каком направлении сместится равновесие реакции



- а) при повышении температуры,
- б) при уменьшении давления,
- в) при уменьшении концентрации CO_2 ?

2.19. В каком направлении сместится равновесие реакции



- а) при понижении температуры,
- б) при увеличении давления,
- в) при уменьшении концентрации O_2 ?

2.20. В каком направлении сместится равновесие реакции



- а) при понижении температуры,
- б) при уменьшении давления,
- в) при увеличении концентрации CO_2 ?

2.21. В каком направлении сместится равновесие реакции



- а) при повышении температуры,
- б) при уменьшении давления,
- в) при уменьшении концентрации SO_2 ?

2.22. В каком направлении сместится равновесие реакции



- а) при понижении температуры,
- б) при повышении давления,
- в) при уменьшении концентрации H_2O ?

2.23. В каком направлении сместится равновесие реакции



- а) при понижении температуры,
- б) при понижении давления,
- в) при увеличении концентрации H_2O ?

2.24. В каком направлении сместится равновесие реакции



- а) при повышении температуры,
- б) при понижении давления,
- в) при уменьшении концентрации H_2S ?

4. РАСТВОРЫ. ЭЛЕКТРОЛИТЫ

Раствором называют гомогенную систему переменного состава, состоящую из двух и более компонентов.

Растворы состоят из растворителя и растворенного вещества. Эти понятия условны. Если одним из компонентов раствора является жидкость, а другими — газы или твердые вещества, то растворителем обычно считают жидкость. В других случаях растворителем считают тот компонент, которого больше.

Растворы можно классифицировать по различным признакам.

В зависимости от агрегатного состояния различают газообразные (воздух), жидкие (природные воды) и твердые растворы (сплавы).

По степени дисперсности растворенного вещества растворы подразделяют на истинные и коллоидные растворы и грубодисперсные системы.

В истинных растворах радиус частиц растворенного вещества составляет 10^{-8} — 10^{-7} см, т. е. растворенное вещество находится в растворе в виде атомов, молекул или ионов.

Радиус частиц растворенного вещества в коллоидных растворах — от 10^{-7} до 10^{-5} см, в грубодисперсных системах — больше 10^{-5} см. Коллоидные растворы и грубодисперсные системы относятся к объектам, которые изучает коллоидная химия.

4.1. Растворы электролитов. Диссоциация. Обменные реакции. Ионные уравнения

Электролиты — это вещества, распадающиеся на ионы под действием полярных молекул растворителя, например, воды. Процесс распада электролита на ионы называют электролитической диссоциацией. Полнота протекания процесса может быть различной. Ее количественной характеристикой является степень диссоциации α . Степень электролитической диссоциации α равна отношению числа частиц, распавшихся на ионы, к общему числу частиц растворенного вещества. Электролиты, для которых степень диссоциации в растворе с молярной концентрацией $c_m = 0,1$ моль/л больше 30 %, относят к сильным. Для слабых электролитов $\alpha < 3\%$, электролитов средней силы $3\% < \alpha < 30\%$.

К сильным электролитам в водных растворах относятся:

- а) сильные кислоты (см. с. 8);
- б) сильные основания — щелочи (см. с. 9);
- в) практически все соли.

К слабым электролитам и электролитам средней силы относятся:

- а) слабые и средней силы кислоты (см. с. 8);
- б) основания — не щелочи;
- в) H_2O .

Сильные электролиты в очень разбавленных растворах диссоциируют практически полностью, слабые электролиты диссоциируют на ионы ступенчато и обратимо (частично).

Правила составления уравнений диссоциации электролитов

1. В уравнениях диссоциации сильных электролитов ставится знак = (равенства). Этот знак обозначает полную диссоциацию.

2. В уравнениях диссоциации слабых (и средней силы) электролитов ставится знак \rightleftharpoons . Это знак обратимости, т. е. частичной диссоциации.

Сильные электролиты

Основания	$\text{Ba(OH)}_2 = \text{Ba}^{2+} + 2\text{OH}^-$
Кислоты	$\text{HCl} = \text{H}^+ + \text{Cl}^-$
Соли	$\text{Na}_2\text{CO}_3 = 2\text{Na}^+ + \text{CO}_3^{2-}$ $\text{KH}_2\text{PO}_4 = \text{K}^+ + \text{H}_2\text{PO}_4^-$ $\text{H}_2\text{PO}_4^- \rightleftharpoons \text{H}^+ + \text{HPO}_4^{2-}; \quad \text{HPO}_4^{2-} \rightleftharpoons \text{H}^+ + \text{PO}_4^{3-}$ $\text{AlOHCl}_2^{**} = \text{AlOH}^{2+} + 2\text{Cl}^-$ $\text{AlOH}^{2+} \rightleftharpoons \text{Al}^{3+} + \text{OH}^-$

Слабые электролиты

Основания	$\text{Fe(OH)}_2^{**} \rightleftharpoons \text{FeOH}^+ + \text{OH}^-$ 1-я ступень $\text{FeOH}^+ \rightleftharpoons \text{Fe}^{2+} + \text{OH}^-$ 2-я ступень
Кислоты	$\text{H}_2\text{CO}_3 \rightleftharpoons \text{H}^+ + \text{HCO}_3^-$ 1-я ступень $\text{HCO}_3^- \rightleftharpoons \text{H}^+ + \text{CO}_3^{2-}$ 2-я ступень
Вода	$\text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{H}^+ + \text{OH}^-$

Условия необратимого протекания обменных реакций в растворах электролитов

Обменная реакция протекает практически необратимо, если образуется:

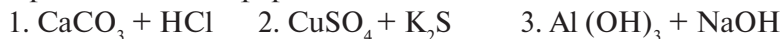
- а) слабый электролит (вода, слабая кислота, слабое основание);
- б) осадок;
- г) газ.

Правила написания ионных уравнений

В ионных уравнениях на ионы расписываются:

- а) сильные кислоты;
- б) щелочи;
- в) растворимые соли.

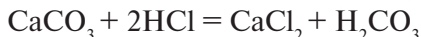
Пример 1. Написать уравнения следующих реакций в молекулярной и ионной форме:



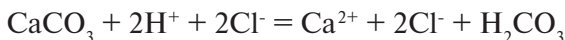
** В случае малорастворимых соединений уравнения характеризуют диссоциацию растворенной частей вещества.

Решение.

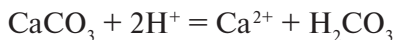
1. Молекулярное уравнение:



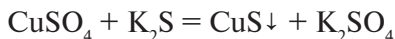
полное ионное уравнение:



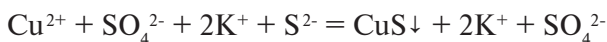
сокращенное ионное уравнение:



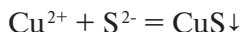
2. Молекулярное уравнение:



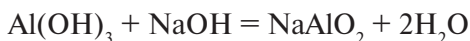
полное ионное уравнение:



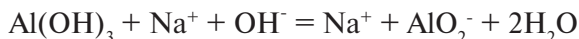
сокращенное ионное уравнение:



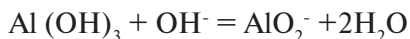
3. Молекулярное уравнение:



полное ионное уравнение:

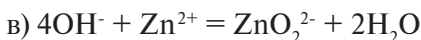
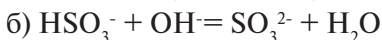


сокращенное ионное уравнение:



Сокращенные ионные уравнения выражают химическую сущность реакции. Отдельно записанные сокращенные ионные уравнения являются общими для множества подобных реакций.

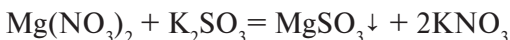
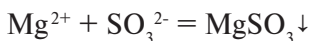
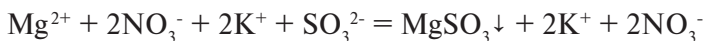
Пример 2. По заданному ионному уравнению написать молекулярное:



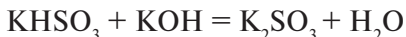
Решение

а) Выбираем те соединения, которые в растворе диссоциируют на ионы Mg^{2+} и SO_3^{2-} (берем сильные растворимые электролиты).

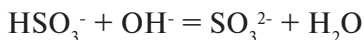
Молекулярное уравнение:

*Проверка*

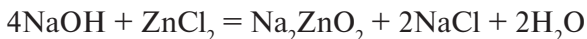
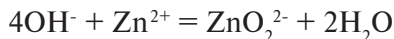
б) Молекулярное уравнение:



Проверка.



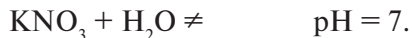
в) Молекулярное уравнение:

*Проверка***4.2. Гидролиз солей**

Гидролиз — это взаимодействие соли с водой, в результате которого происходит смещение ионного равновесия воды и изменение значения pH раствора. Возможность и характер

протекания гидролиза определяются природой основания и кислоты, образующих соль.

Соли, образованные катионом сильного основания и анионом сильной кислоты, гидролизу не подвергаются. Их водные растворы нейтральны.



Гидролизу подвергаются ионы слабого основания и слабой кислоты.

Гидролиз солей, образованных сильной кислотой и слабым основанием

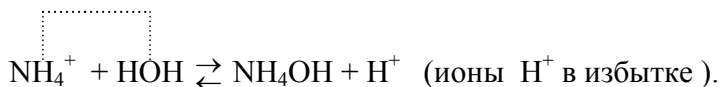
Рассмотрим процессы, происходящие при растворении соли в воде.

Пример: NH_4Cl .

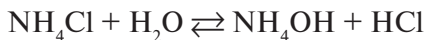
Соль в растворе диссоциирует:



Гидролизу подвергается катион слабого основания NH_4^+ :



Молекулярное уравнение:



Водный раствор соли имеет кислую реакцию ($\text{pH} < 7$).

Гидролиз солей, образованных слабой кислотой и сильным основанием

Рассмотрим процессы, происходящие при растворении соли в воде.

Пример: Na_2CO_3 .

Диссоциация соли в растворе:



Гидролизу подвергается анион слабой кислоты CO_3^{2-} :

1-я ступень: $\text{CO}_3^{2-} + \text{HON} \rightleftharpoons \text{HCO}_3^- + \text{OH}^-$ (ионы OH^- в избытке).

Молекулярное уравнение 1-й ступени:



Водный раствор солей имеет щелочную реакцию ($\text{pH} > 7$).

Соли, в состав которых входит либо катион слабого основания, либо анион слабой кислоты, гидролизуются обратимо (неполностью). При обычных условиях гидролиз протекает главным образом по первой ступени.

Гидролиз солей, образованных слабой кислотой и слабым основанием

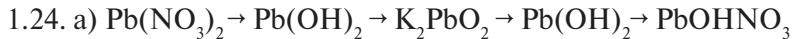
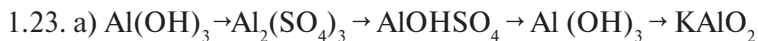
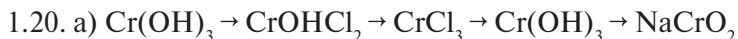
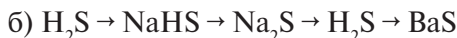
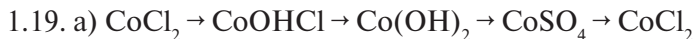
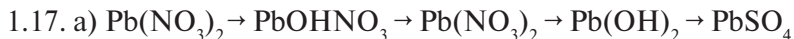
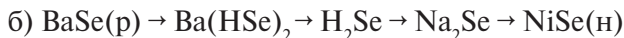
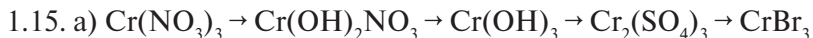
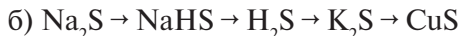
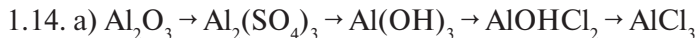
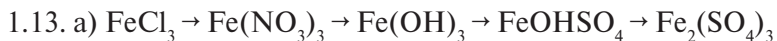
Соли, состоящие из катионов слабых многокислотных оснований (Cr^{3+} , Fe^{3+} , Al^{3+}) и анионов слабых многоосновных кислот (SO_3^{2-} , S^{2-} , CO_3^{2-}), при растворении в воде гидролизуются полностью. При этом образуются соответствующие слабые основание и кислота:



Задания для самоконтроля

1. Составьте молекулярные и ионные уравнения для следующих превращений. Растворимость селенидов и теллуридов, не приведенная в табл. П5, указана в задании: р — растворимая соль, н — нерастворимая соль.

- 1.1. а) $\text{CuSO}_4 \rightarrow (\text{CuOH})_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{CuSO}_4 \rightarrow \text{Cu}(\text{OH})_2 \rightarrow \text{CuO}$
 б) $\text{Na}_2\text{CO}_3 \rightarrow \text{NaHCO}_3 \rightarrow \text{H}_2\text{CO}_3 \rightarrow \text{CaCO}_3 \rightarrow \text{CaCl}_2$
- 1.2. а) $\text{Ni}(\text{OH})_2 \rightarrow \text{NiOHCl} \rightarrow \text{NiCl}_2 \rightarrow \text{Ni}(\text{NO}_3)_2 \rightarrow \text{Ni}(\text{OH})_2$
 б) $\text{H}_3\text{PO}_4 \rightarrow \text{KH}_2\text{PO}_4 \rightarrow \text{K}_2\text{HPO}_4 \rightarrow \text{K}_3\text{PO}_4 \rightarrow \text{H}_3\text{PO}_4$
- 1.3. а) $\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3 \rightarrow \text{FeOHSO}_4 \rightarrow \text{Fe}(\text{OH})_3 \rightarrow \text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3 \rightarrow \text{FeCl}_3$
 б) $\text{NaHS} \rightarrow \text{Na}_2\text{S} \rightarrow \text{NaHS} \rightarrow \text{H}_2\text{S} \rightarrow \text{K}_2\text{S} \rightarrow \text{PbS}$
- 1.4. а) $\text{AlOH}(\text{NO}_3)_2 \rightarrow \text{Al}(\text{NO}_3)_3 \rightarrow \text{Al}(\text{OH})_3 \rightarrow \text{AlOHCl}_2 \rightarrow \text{Al}(\text{OH})_3$
 б) $\text{K}_2\text{SO}_3 \rightarrow \text{KHSO}_3 \rightarrow \text{H}_2\text{SO}_3 \rightarrow \text{Na}_2\text{SO}_3 \rightarrow \text{CaSO}_3$
- 1.5. а) $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2 \rightarrow \text{PbOHNO}_3 \rightarrow \text{Pb}(\text{OH})_2 \rightarrow \text{PbCl}_2 \rightarrow \text{PbOHCl}$
 б) $\text{Na}_3\text{PO}_4 \rightarrow \text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2 \rightarrow \text{CaHPO}_4 \rightarrow \text{H}_3\text{PO}_4 \rightarrow \text{K}_3\text{PO}_4$
- 1.6. а) $\text{Mg}(\text{OH})_2 \rightarrow \text{MgOHCl} \rightarrow \text{MgCl}_2 \rightarrow \text{Mg}(\text{NO}_3)_2 \rightarrow \text{Mg}(\text{OH})_2$
 б) $\text{H}_2\text{Se} \rightarrow \text{Li}_2\text{Se}(\text{p}) \rightarrow \text{LiHSe} \rightarrow \text{Li}_2\text{Se} \rightarrow \text{H}_2\text{Se}$
- 1.7. а) $\text{CrCl}_3 \rightarrow \text{CrOHCl}_2 \rightarrow \text{Cr}(\text{OH})_3 \rightarrow \text{CrOHSO}_4 \rightarrow \text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3$
 б) $\text{KOH} \rightarrow \text{KHCO}_3 \rightarrow \text{K}_2\text{CO}_3 \rightarrow \text{BaCO}_3 \rightarrow \text{H}_2\text{CO}_3$
- 1.8. а) $\text{SnSO}_4 \rightarrow (\text{SnOH})_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{Sn}(\text{OH})_2 \rightarrow \text{Sn}(\text{NO}_3)_2 \rightarrow \text{SnOHNO}_3$
 б) $\text{H}_2\text{SO}_3 \rightarrow \text{NaHSO}_3 \rightarrow \text{Na}_2\text{SO}_3 \rightarrow \text{NaHSO}_3 \rightarrow \text{H}_2\text{SO}_3$
- 1.9. а) $\text{CoSO}_4 \rightarrow (\text{CoOH})_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{Co}(\text{OH})_2 \rightarrow \text{CoCl}_2 \rightarrow \text{Co}(\text{NO}_3)_2$
 б) $\text{CaCl}_2 \rightarrow \text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2 \rightarrow \text{Ca}(\text{H}_2\text{PO}_4)_2 \rightarrow \text{CaHPO}_4 \rightarrow \text{H}_3\text{PO}_4$
- 1.10. а) $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3 \rightarrow \text{AlOHSO}_4 \rightarrow \text{Al}(\text{OH})_3 \rightarrow \text{AlCl}_3 \rightarrow \text{AlOHCl}_2$
 б) $\text{Na}_2\text{CO}_3 \rightarrow \text{BaCO}_3 \rightarrow \text{Ba}(\text{HCO}_3)_2 \rightarrow \text{H}_2\text{CO}_3 \rightarrow \text{CaCO}_3$
- 1.11. а) $\text{SnO} \rightarrow \text{Na}_2\text{SnO}_2 \rightarrow \text{Sn}(\text{OH})_2 \rightarrow \text{SnOHCl} \rightarrow \text{SnCl}_2$
 б) $\text{P}_2\text{O}_5 \rightarrow \text{H}_3\text{PO}_4 \rightarrow \text{NaH}_2\text{PO}_4 \rightarrow \text{Na}_2\text{HPO}_4 \rightarrow \text{Na}_3\text{PO}_4$
- 1.12. а) $\text{NiBr}_2 \rightarrow \text{Ni}(\text{OH})_2 \rightarrow (\text{NiOH})_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{NiSO}_4 \rightarrow \text{NiBr}_2$
 б) $\text{SO}_3 \rightarrow \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{NaHSO}_4 \rightarrow \text{Na}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{BaSO}_4$



2. Составьте уравнения диссоциации следующих соединений.

2.1	$\text{Al}(\text{OH})_3, \text{Na}_2\text{S}, \text{KHCO}_3$	2.13	$\text{H}_2\text{S}, \text{Bi}(\text{NO}_3)_3, \text{AlOHCl}_2$
2.2	$\text{Ca}(\text{OH})_2, \text{BaCl}_2, \text{CuOHNO}_3$	2.14	$\text{RbHCO}_3, \text{CoCl}_2, \text{FeOHSO}_4$
2.3	$\text{LiHSO}_4, \text{Cu}(\text{NO}_3)_2, \text{CoOHCl}$	2.15	$\text{Ni}(\text{OH})_2, \text{Cu}(\text{HSO}_4)_2, \text{Ba}(\text{NO}_3)_2$
2.4	$\text{H}_2\text{CO}_3, \text{ZnCl}_2, \text{AlOHSO}_4$	2.16	$(\text{MnOH})_2\text{SO}_4, \text{Ba}(\text{HS})_2, \text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$
2.5	$\text{Sn}(\text{OH})_2, \text{FeCl}_3, \text{Ba}(\text{HS})_2$	2.17	$\text{Be}(\text{OH})_2, \text{CaBr}_2, \text{K}_2\text{HPO}_4$
2.6	$\text{Mg}(\text{OH})_2, \text{FeBr}_2, \text{Sr}(\text{HCO}_3)_2$	2.18	$\text{SnBr}_2, \text{PbOHBr}, \text{LiHS}$
2.7	$\text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3, \text{KHSe}, \text{Fe}(\text{OH})_2\text{Cl}$	2.19	$\text{Cu}(\text{OH})_2, \text{Na}_2\text{SO}_4, \text{Na}_2\text{HAsO}_4$
2.8	$\text{H}_3\text{PO}_4, \text{Mn}(\text{NO}_3)_2, \text{SnOHBr}$	2.20	$\text{H}_2\text{SO}_3, \text{MgCl}_2, (\text{CoOH})_2\text{SO}_4$
2.9	$\text{Ca}(\text{HSO}_3)_2, \text{NiBr}_2, \text{FeOHCl}_2$	2.21	$\text{NH}_4\text{OH}, \text{Ca}(\text{H}_2\text{PO}_4)_2, \text{Li}_2\text{SO}_3$
2.10	$\text{H}_2\text{SO}_4, \text{Li}_2\text{SO}_3, \text{Cr}(\text{OH})_2\text{NO}_3$	2.22	$\text{H}_2\text{Se}, \text{FeOHBr}_2, \text{AlBr}_3$
2.11	$\text{CdBr}_2, \text{Ca}(\text{HSe})_2, (\text{NiOH})_2\text{SO}_4$	2.23	$\text{Cr}(\text{OH})_3, \text{Ba}(\text{HSO}_3)_2, \text{Cd}(\text{NO}_3)_2$
2.12	$\text{Pb}(\text{OH})_2, \text{CuBr}_2, \text{NaH}_2\text{PO}_4$	2.24	$\text{NH}_4\text{HSO}_4, \text{Mg}(\text{NO}_3)_2, \text{CoOHBr}$

3. По заданным ионным уравнениям составьте соответствующие молекулярные.

3.1	$\text{Zn}^{2+} + 4\text{OH}^- = \text{ZnO}_2^{2-} + 2\text{H}_2\text{O}$	3.8	$2\text{H}^+ + \text{PO}_4^{3-} = \text{H}_2\text{PO}_4^-$
3.2	$\text{Cu}^{2+} + \text{OH}^- + \text{Cl}^- = \text{CuOHCl}$	3.9	$\text{Ni}^{2+} + \text{S}^{2-} = \text{NiS}$
3.3	$\text{H}^+ + \text{CO}_3^{2-} = \text{HCO}_3^-$	3.10	$\text{Ba}^{2+} + \text{CO}_3^{2-} = \text{BaCO}_3$
3.4	$\text{Fe}^{2+} + 2\text{OH}^- = \text{Fe}(\text{OH})_2$	3.11	$\text{Fe}^{3+} + \text{OH}^- + \text{SO}_4^{2-} = \text{FeOHSO}_4$
3.5	$2\text{H}^+ + \text{S}^{2-} = \text{H}_2\text{S}$	3.12	$\text{Al}^{3+} + 3\text{OH}^- = \text{Al}(\text{OH})_3$
3.6	$\text{Ni}^{2+} + \text{OH}^- + \text{NO}_3^- = \text{NiOHNO}_3$	3.13	$2\text{H}^+ + \text{SO}_3^{2-} = \text{H}_2\text{SO}_3$
3.7	$\text{Ag}^+ + \text{Br}^- = \text{AgBr}$	3.14	$\text{H}^+ + \text{OH}^- = \text{H}_2\text{O}$

3.15	$\text{Sn}^{2+} + 4\text{OH}^- = \text{SnO}_2^{2-} + 2\text{H}_2\text{O}$	3.20	$\text{Cu}^{2+} + \text{S}^{2-} = \text{CuS}$
3.16	$\text{Pb}^{2+} + \text{S}^{2-} = \text{PbS}$	3.21	$2\text{Co}^{2+} + 2\text{OH}^- + \text{SO}_4^{2-} = (\text{CoOH})_2\text{SO}_4$
3.17	$\text{Ca}^{2+} + \text{SiO}_3^{2-} = \text{CaSiO}_3$	3.22	$\text{HSO}_3^- + \text{OH}^- = \text{SO}_3^{2-} + \text{H}_2\text{O}$
3.18	$3\text{Sr}^{2+} + 2\text{PO}_4^{3-} = \text{Sr}_3(\text{PO}_4)_2$	3.23	$\text{Mn}^{2+} + 2\text{OH}^- = \text{Mn}(\text{OH})_2$
3.19	$\text{Cr}^{3+} + 2\text{Br}^- + \text{OH}^- = \text{CrOHBr}_2$	3.24	$\text{H}^+ + \text{S}^{2-} = \text{HS}^-$

4. Напишите молекулярные и краткие ионные уравнения возможных реакций гидролиза солей по первой ступени, укажите значения pH растворов солей.

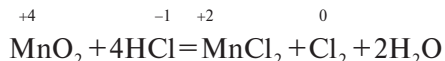
4.1	$\text{K}_2\text{S}, \text{NH}_4\text{Cl}, \text{Ba}(\text{NO}_3)_2$	4.13	$\text{KCH}_3\text{COO}, \text{Pb}(\text{NO}_3)_2, \text{LiClO}_4$
4.2	$\text{Na}_2\text{SO}_3, \text{LiClO}_4, \text{NiSO}_4$	4.14	$\text{Mg}(\text{NO}_3)_2, \text{BeCl}_2, \text{NaNO}_3$
4.3	$\text{CuBr}_2, \text{Ca}(\text{ClO})_2, \text{LiNO}_3$	4.15	$\text{NaF}, \text{K}_2\text{SO}_4, \text{SnCl}_2$
4.4	$\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3, \text{NaHCO}_3, \text{LiNO}_3$	4.16	$\text{Ba}(\text{CH}_3\text{COO})_2, \text{LiBr}, \text{CuSO}_4$
4.5	$\text{BaCl}_2, \text{Cd}(\text{NO}_3)_2, \text{Na}_2\text{SO}_3$	4.17	$\text{Ba}(\text{NO}_2)_2, \text{NiCl}_2, \text{Li}_2\text{SO}_4$
4.6	$\text{KHS}, (\text{NH}_4)_2\text{SO}_4, \text{Sr}(\text{NO}_3)_2$	4.18	$\text{K}_2\text{SO}_3, \text{RbCl}, \text{MgSO}_4$
4.7	$\text{K}_2\text{CO}_3, \text{FeCl}_3, \text{CaBr}_2$	4.19	$\text{NH}_4\text{NO}_3, \text{K}_2\text{HPO}_4, \text{K}_2\text{SO}_4$
4.8	$\text{ZnSO}_4, \text{NaJ}, \text{K}_3\text{PO}_4$	4.20	$\text{CoSO}_4, \text{LiHS}, \text{NaBr}$
4.9	$\text{LiNO}_2, \text{RbCl}, \text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3$	4.21	$\text{Fe}(\text{NO}_3)_3, \text{K}_3\text{PO}_4, \text{RbNO}_3$
4.10	$\text{Na}_2\text{Se}, \text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3, \text{CaCl}_2$	4.22	$\text{KJ}, \text{CsNO}_2, \text{FeCl}_2$
4.11	$\text{MgCl}_2, \text{LiHSe}, \text{NaClO}_4$	4.23	$\text{FeSO}_4, \text{KCl}, \text{NaClO}$
4.12	$\text{SnSO}_4, \text{KNO}_3, \text{BaS}$	4.24	$\text{LiHCO}_3, \text{NiBr}_2, \text{NaClO}_4$

5. Составьте молекулярные и краткие ионные уравнения процесса совместного гидролиза солей.

5.1	$\text{AlCl}_3 + \text{Li}_2\text{Se}$	5.13	$\text{Fe}(\text{NO}_3)_3 + \text{K}_2\text{CO}_3$
5.2	$\text{CrBr}_3 + \text{Na}_2\text{S}$	5.14	$\text{Na}_2\text{Se} + \text{AlBr}_3$
5.3	$\text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3 + \text{Na}_2\text{SO}_3$	5.15	$\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3 + \text{K}_2\text{SO}_3$
5.4	$\text{Rb}_2\text{CO}_3 + \text{FeBr}_3$	5.16	$\text{Rb}_2\text{CO}_3 + \text{Cr}(\text{NO}_3)_3$
5.5	$\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3 + \text{K}_2\text{S}$	5.17	$\text{AlCl}_3 + \text{K}_2\text{CO}_3$
5.6	$\text{Rb}_2\text{CO}_3 + \text{Al}(\text{NO}_3)_3$	5.18	$\text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3 + \text{K}_2\text{S}$
5.7	$\text{Fe}(\text{NO}_3)_3 + \text{K}_2\text{CO}_3$	5.19	$\text{Na}_2\text{CO}_3 + \text{Al}(\text{NO}_3)_3$
5.8	$\text{CrCl}_3 + \text{Li}_2\text{S}$	5.20	$\text{K}_2\text{CO}_3 + \text{FeBr}_3$
5.9	$\text{Fe}(\text{NO}_3)_3 + \text{Na}_2\text{CO}_3$	5.21	$\text{Fe}(\text{NO}_3)_3 + \text{Na}_2\text{CO}_3$
5.10	$\text{Na}_2\text{SO}_3 + \text{AlBr}_3$	5.22	$\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3 + \text{K}_2\text{CO}_3$
5.11	$\text{CrBr}_3 + \text{K}_2\text{SO}_3$	5.23	$\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3 + \text{Na}_2\text{S}$
5.12	$\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3 + \text{Na}_2\text{CO}_3$	5.24	$\text{K}_2\text{CO}_3 + \text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3$

5. ОКИСЛИТЕЛЬНО-ВОССТАНОВИТЕЛЬНЫЕ РЕАКЦИИ

Окислительно-восстановительными (ОВР) называются реакции, в результате которых изменяются степени окисления атомов, входящих в состав реагирующих веществ. Например:



5.1. Степень окисления. Окислители и восстановители

Степень окисления — это условный заряд атома в молекуле (веществе), рассчитанный в предположении, что все общие электронные пары смещены к более электроотрицательному атому.

Постоянную степень окисления в соединениях имеют атомы следующих элементов:

- металлы главной подгруппы первой группы — (+1);
- металлы главной подгруппы второй группы — (+2).

Атомы кислорода в подавляющем большинстве соединений характеризуются степенью окисления (–2), водорода — (+1).

Степень окисления атомов в простых веществах равна нулю.

При расчете степеней окисления исходят из того, что алгебраическая сумма степеней окисления всех атомов в молекуле равна нулю (молекула электронейтральна), а в ионе — заряду иона.

Примеры. Рассчитаем степень окисления (СО) атома хрома в молекуле K_2CrO_4 . Степень окисления кислорода равна (-2) , калия — $(+1)$, СО хрома примем равной x , который находим из уравнения

$$\begin{aligned} 2 \cdot (+1) + 4 \cdot (-2) + x &= 0, \\ x &= +6. \end{aligned}$$

Для расчета степени окисления атома хлора в ионе ClO_4^- составляем уравнение

$$\begin{aligned} 4 \cdot (-2) + x &= -1, \\ x &= +7. \end{aligned}$$

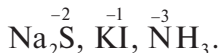
Окислителем называют вещество или частицу, присоединяющие электроны. В результате ОВР окислитель восстанавливается, степень его окисления понижается. *Восстановитель* — это вещество или частица, отдающие электроны. Восстановитель в ходе реакции окисляется, степень его окисления повышается.

Только окислительные свойства проявляют фтор, кислород (в подавляющем большинстве реакций), а также вещества, в состав которых входят атомы в высшей положительной степени окисления. Высшая положительная степень окисления, за некоторыми исключениями, равна номеру группы Периодической системы элементов Менделеева, в которой находятся элементы $\left(K^{+7}ClO_4, K^{+7}MnO_4, Na^{+5}BiO_3, Pb^{+4}O_2 \right)$.

Только восстановителями в ОВР могут быть

- металлы в свободном состоянии;

- вещества, в состав которых входят атомы в низшей степени окисления:



Низшая степень окисления металлов, как правило, равна нулю; неметаллов — $(-8) + \text{N}$ группы, в которой находится элемент. Например, низшая степень окисления азота составляет $-8 + 5 = -3$.

Как окислительные, так и восстановительные свойства проявляют

- неметаллы, за исключением фтора (I_2 , S, P и др.);
- вещества, в состав которых входят атомы в промежуточной степени окисления: $\overset{+2}{\text{FeSO}_4}, \overset{+4}{\text{Na}_2\text{SeO}_3}, \overset{+3}{\text{NaNO}_2}$.

5.2. Составление уравнений окислительно-восстановительных реакций

Существуют разные методы составления уравнений ОВР. Для реакций, протекающих в растворах электролитов, используют метод электронно-ионного баланса. При составлении уравнений учитывают характер среды — кислая, щелочная, нейтральная, а также правила написания ионных уравнений (см. разд. 4).

ОВР в кислой среде

Как правило, кислая среда создается добавлением разбавленной H_2SO_4 .



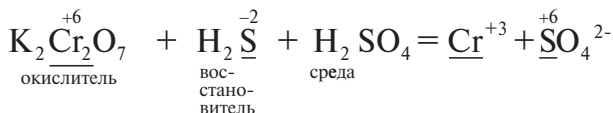
Рассмотрим порядок расстановки коэффициентов:

1. Записываем левую часть уравнения в ионном виде согласно правилам написания ионных уравнений:

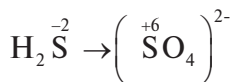
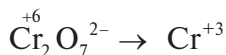


Такая запись необходима для того, чтобы увидеть реально существующие частицы в растворах и использовать их при составлении уравнений полуреакций.

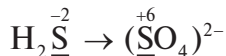
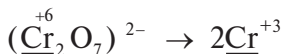
2. Рассчитываем степень окисления атомов тех элементов, которые ее изменяют, и определяем окислитель и восстановитель:



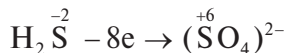
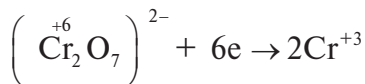
3. Записываем схемы полуреакций для реально существующих частиц:



4. Уравниваем число атомов элементов, изменяющих степень окисления:

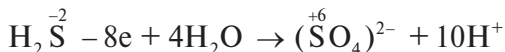
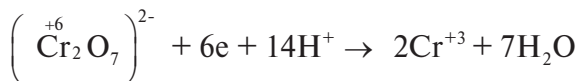


5. Записываем число электронов, отданных восстановителем и принятых окислителем:

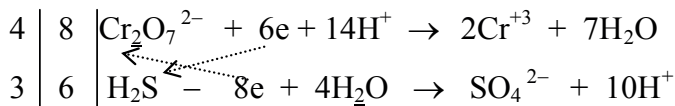


6. Уравниваем число атомов кислорода в левой и правой частях полуреакций, учитывая, что в кислой среде присутствуют ионы H^+ и молекулы H_2O , в состав которых входят атомы кислорода.

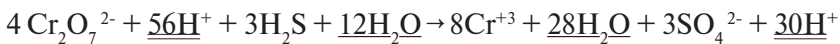
Правило: в кислой среде в ту часть уравнения полуреакций, в которой недостает n атомов кислорода, добавляем n молекул H_2O , а в противоположную часть записываем суммарное количество ионов H^+ .



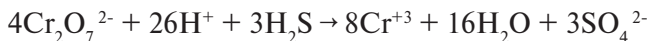
7. Учитывая, что суммарное количество отданных и принятых электронов должно быть равно (принцип электронного баланса), умножаем первое уравнение на восемь, второе — на шесть и сокращаем на общий множитель — два:



8. Умножаем каждое слагаемое уравнения первой полуреакции на четыре, второй — на три и суммируем:



9. Сокращаем подобные члены (те частицы, которые вводили: H^+ и H_2O) и получаем краткое ионное уравнение реакции:



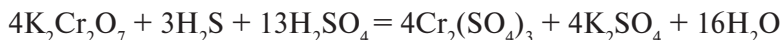
10. Переписываем левую часть заданного молекулярного уравнения реакции и ставим полученные коэффициенты перед соответствующими формулами:



Обратите внимание на то, что в правой части уравнения были заданы частицы Cr^{+3} и SO_4^{2-} , а в результате решения получены 8Cr^{+3} и 3SO_4^{2-} , а также $16\text{H}_2\text{O}$.

11. При написании правой части уравнения для каждого иона подбираем противоион из левой части уравнения (см. п. 1 раздела 5.2), составляем формулу вещества, а затем перед молекулой ставим соответствующий коэффициент. Если в правой части задана или получилась нейтральная частица, то она, естественно, ни с чем не соединяется и переписывается с полученным коэффициентом.

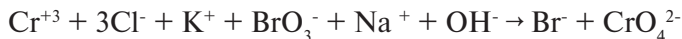
Обратите внимание на то, что в левой части уравнения (п. 1 раздела 5.2) в результате протекания ОВР исчезли ионы $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}$, перешедшие в Cr^{+3} , и частицы H_2S , превратившиеся в SO_4^{2-} . Образовавшиеся катионы Cr^{+3} нужно соединить с анионами SO_4^{2-} в молекулу $\text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3$ и поставить перед формулой коэффициент 4 (соответственно 8 Cr^{+3} , полученным в правой части ионного уравнения — (п. 9 раздела 5.2)), а ионы SO_4^{2-} соединяем с ионами K^+ . Все атомы водорода из левой части (32 атома) содержатся в 16 H_2O , полученных в правой части:



ОВР в щелочной среде

Обычно среда создается добавлением гидроксида натрия или калия.

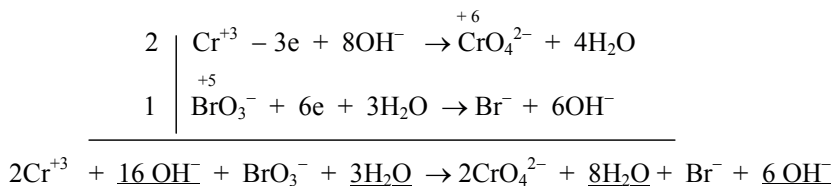
В этой среде присутствуют ионы OH^- и молекулы H_2O и, в отличие от кислой среды, нет ионов H^+ , потому в полуреакциях также не должно быть H^+ !



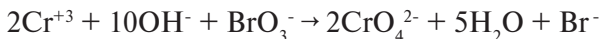
Пункты 1–5 и 7, 8 первого примера для кислой среды соблюдаются и в этом случае, различие только в пункте 6 по уравниванию атомов кислорода.

Правило для щелочной среды

Недостающие в правой или в левой части n атомов кислорода вводим $2n$ гидроксид-ионами (OH^-), а в противоположную часть полуреакции записываем n молекул H_2O :



Сокращаем введенные частицы (OH^- и H_2O):



Составляем молекулярное уравнение так же, как и в примере 1 (п. 9–11). В правой части уравнения получили заданные отрицательные частицы CrO_4^{2-} и Br^- с коэффициентами 2 и 1 соответственно. Их нужно соединить с противоионами (Na^+ или K^+) из левой части уравнения:

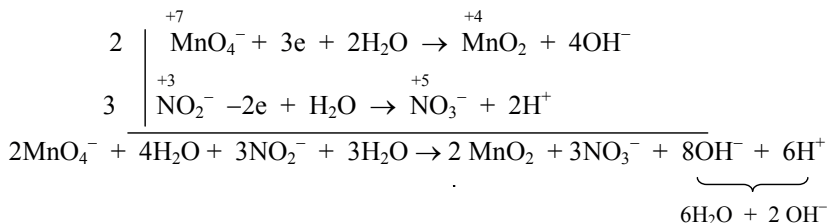


ОВР в нейтральной среде

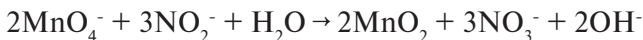


В нейтральной среде применяются правила уравнивания атомов кислорода для кислой и щелочной среды. Их исполь-

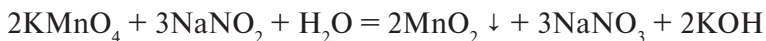
зуют так, чтобы в левых частях обеих полуреакций получились молекулы воды, а в правых — ионы H^+ и OH^- . Это возможно, если недостающие атомы кислорода в левой части полуреакций вводить молекулами воды, а недостающие атомы кислорода в правой части — удвоенным числом OH^- групп.



Обратите внимание на то, что ионы водорода и гидроксид-ионы в правой части нужно объединить в молекулы воды и сократить их с молекулами воды в левой части уравнения:



Далее составляем молекулярное уравнение аналогично примерам 1 и 2:



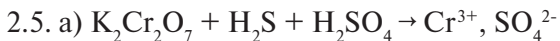
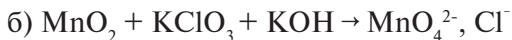
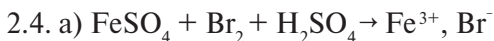
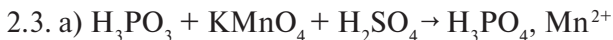
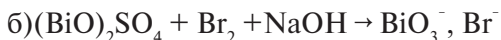
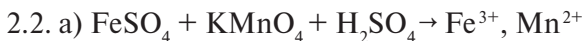
При составлении уравнений окислительно-восстановительных реакций следует учитывать, что они протекают только при выполнении условия $E_{\text{окислителя}} > E_{\text{восстановителя}}$.

Задания для самоконтроля

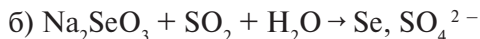
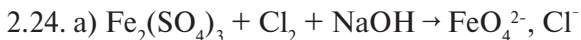
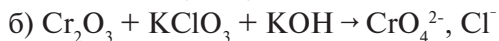
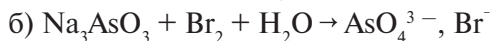
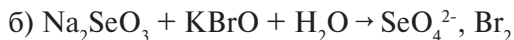
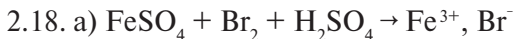
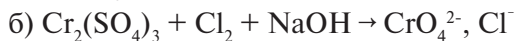
1. Рассчитайте степень окисления подчеркнутых атомов. Объясните, какую роль они могут играть в окислительно-восстановительных реакциях: а) только окислителя; б) только восстановителя; в) и окислителя, и восстановителя.

1.1	BiO_3^- , NaBr , VO_2	1.13	CO , BrO^- , H_2Se
1.2	NO_3^- , Zn , SO_3^{2-}	1.14	Mn^{2+} , ClO_4^- , Cu
1.3	BrO^- , AlO_2^- , I^-	1.15	ReO_4^- , IO^- , NH_4OH
1.4	CrO_2^- , MnO_4^- , NH_3	1.16	NO , H_2Te , $(\text{VO}_2)^+$
1.5	SO_4^{2-} , SeO_3^{2-} , Fe	1.17	IO_4^- , Cr_2O_3 , HTe^-
1.6	SeO_4^{2-} , Br^- , ClO_3^-	1.18	Fe_2O_3 , Na_2S , WO_4^{2-}
1.7	H_2S , CrO_4^{2-} , NO_2	1.19	NO_2 , PbO_3^{2-} , Sn
1.8	VO_3^- , Cl_2 , GeO_3^{2-}	1.20	PO_3^- , TiO_2 , ClO^-
1.9	ClO_2^- , MoO_3 , Na_2Se	1.21	CrO_2^- , PbO_2^{2-} , Ca
1.10	CO_2 , MnO_4^{2-} , NH_4^+	1.22	SbO_4^{3-} , N_2 , NaI
1.11	AsO_4^{3-} , Mg , MnO_2	1.23	HF , MnO_4^{2-} , VO^+
1.12	VO^{2+} , PO_4^{3-} , H_2S	1.24	SeO_2 , NO_2^- , HClO_3

2. Составьте электронно-ионные схемы и молекулярные уравнения реакций. Укажите окислитель и восстановитель.



- б) $\text{Na}_3\text{AsO}_3 + \text{I}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{AsO}_4^{3-}, \text{I}^-$
- 2.6. а) $\text{Mn}(\text{NO}_3)_2 + \text{NaBiO}_3 + \text{HNO}_3 \rightarrow \text{MnO}_4^-, \text{Bi}^{3+}$
 б) $\text{SO}_2 + \text{NaIO}_3 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{SO}_4^{2-}, \text{I}^-$
- 2.7. а) $\text{KMnO}_4 + \text{KI} + \text{NaOH} \rightarrow \text{MnO}_4^{2-}, \text{IO}_3^-$
 б) $\text{Ni}(\text{OH})_3 + \text{HCl} \rightarrow \text{Ni}^{2+}, \text{Cl}_2$
- 2.8. а) $\text{I}_2 + \text{Cl}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{IO}_3^-, \text{Cl}^-$
 б) $\text{NaCrO}_2 + \text{Cl}_2 + \text{NaOH} \rightarrow \text{CrO}_4^{2-}, \text{Cl}^-$
- 2.9. а) $\text{SnCl}_2 + \text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 + \text{HCl} \rightarrow \text{Sn}^{4+}, \text{Cr}^{3+}$
 б) $\text{I}_2 + \text{Na}_2\text{SO}_3 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{I}^-, \text{SO}_4^{2-}$
- 2.10. а) $\text{KMnO}_4 + \text{NaNO}_2 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{Mn}^{2+}, \text{NO}_3^-$
 б) $\text{FeCl}_3 + \text{Cl}_2 + \text{KOH} \rightarrow \text{FeO}_4^{2-}, \text{Cl}^-$
- 2.11. а) $\text{Na}_3\text{AsO}_3 + \text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{AsO}_4^{3-}, \text{Cr}^{3+}$
 б) $\text{Ni}(\text{OH})_2 + \text{NaClO} + \text{NaOH} \rightarrow \text{Ni}(\text{OH})_3, \text{Cl}^-$
- 2.12. а) $\text{KI} + \text{HNO}_3 \rightarrow \text{I}_2, \text{NO}$
 б) $\text{H}_2\text{S} + \text{Cl}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{SO}_4^{2-}, \text{Cl}^-$
- 2.13. а) $\text{C} + \text{HNO}_3 \rightarrow \text{CO}_2, \text{NO}_2$
 б) $\text{Mn}(\text{NO}_3)_2 + \text{NaClO} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{MnO}_2, \text{Cl}^-$
- 2.14. а) $\text{As} + \text{HNO}_{3\text{ конц}} \rightarrow \text{H}_3\text{AsO}_4, \text{NO}_2$
 б) $\text{CrCl}_3 + \text{NaNO}_3 + \text{NaOH} \rightarrow \text{CrO}_4^{2-}, \text{NO}_2^-$
- 2.15. а) $\text{KNO}_2 + \text{KI} + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{NO}, \text{I}_2$
 б) $\text{KMnO}_4 + \text{Na}_2\text{SO}_3 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{MnO}_2, \text{SO}_4^{2-} \downarrow$
- 2.16. а) $\text{I}_2 + \text{HNO}_{3\text{ конц}} \rightarrow \text{IO}_3^-, \text{NO}_2$
 б) $\text{KMnO}_4 + \text{V}_2(\text{SO}_4)_3 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{MnO}_2, \text{VO}^{2+}$



6. ОБЩИЕ СВОЙСТВА МЕТАЛЛОВ

Металлы могут вступать в реакции с неметаллами — кислородом, серой, хлором и другими, образуя оксиды, сульфиды, галогениды, а также с растворами кислот, щелочей, водой. Все эти реакции относятся к окислительно-восстановительным, металл в них играет роль восстановителя. Возможность таких реакций, как и любой ОВР, определяется выполнением условия $E_{\text{окисл}} > E_{\text{восст}}$. Это термодинамическое условие. При оценке практической устойчивости металла в определенной среде наряду с термодинамическим условием необходимо учитывать кинетические особенности процесса, в частности свойства образующихся продуктов реакции. Если продукты реакции оседают на поверхности металла, образуя нерастворимые оксидные или солевые пленки (слои), изолирующие металл от окислителя, процесс резко замедляется или прекращается. Такое явление называется *пассивацией металла*. Таким образом, взаимодействие металла с окислителем осуществляется на практике, если одновременно выполняются два условия:

- 1) потенциал окислителя больше потенциала восстановителя;
- 2) продукт реакции не обладает защитными свойствами, например, растворим.

6.1. Взаимодействие металлов с растворами кислот

При взаимодействии с водными растворами кислот металлы проявляют типичные для них восстановительные свойства, кислоты выступают в качестве окислителей. Они делятся на две группы:

- кислоты, окислителями в которых является ион водорода (HCl , HBr , HI , H_2S , другие бескислородные, разбавленная серная кислота и т. д.);
- кислоты, окислителем в которых выступают анионы, содержащие атомы элементов в высшей (или промежуточной) степени окисления. Это концентрированная серная, азотная, хлорная, азотистая кислоты (окислители — анионы $\overset{+6}{\text{SO}}_4^{2-}$, $\overset{+5}{\text{NO}}_3^-$, $\overset{+7}{\text{ClO}}_4^-$, $\overset{+3}{\text{NO}}_2^-$) и ряд других.

В соответствии с термодинамическим условием в кислотах первой группы (окислитель — ион водорода, $E^0_{2\text{H}^+/\text{H}_2} = 0\text{В}$)

растворяются только металлы, характеризующиеся отрицательным электродным потенциалом. Это металлы, стоящие в ряду стандартных электродных потенциалов металлов (ряд напряжений, вытеснительный ряд — прил. 2) до водорода.

Пример. Рассмотрим взаимодействие магния и серебра с разбавленной серной кислотой.

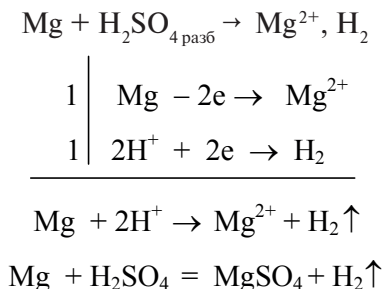
Решение. Выписываем из табл. П2 окислительно-восстановительные потенциалы окислителя и восстановителя:

$$E^0_{2\text{H}^+/\text{H}_2} = 0 \text{ В}; E^0_{\text{Mg}^{2+}/\text{Mg}} = -2,36 \text{ В}; E^0_{\text{Ag}^+/\text{Ag}} = 0,80 \text{ В}.$$

Для магния $\Delta E = 0 - (-2,36) = 2,36 \text{ В} > 0$, для серебра $\Delta E = 0 - 0,80 = -0,80 \text{ В} < 0$.

Следовательно, реакция между магнием и разбавленной серной кислотой возможна, между серебром и разбавленной серной кислотой — невозможна.

Уравнение реакции взаимодействия магния с разбавленной серной кислотой составляем, используя описанный ранее алгоритм.



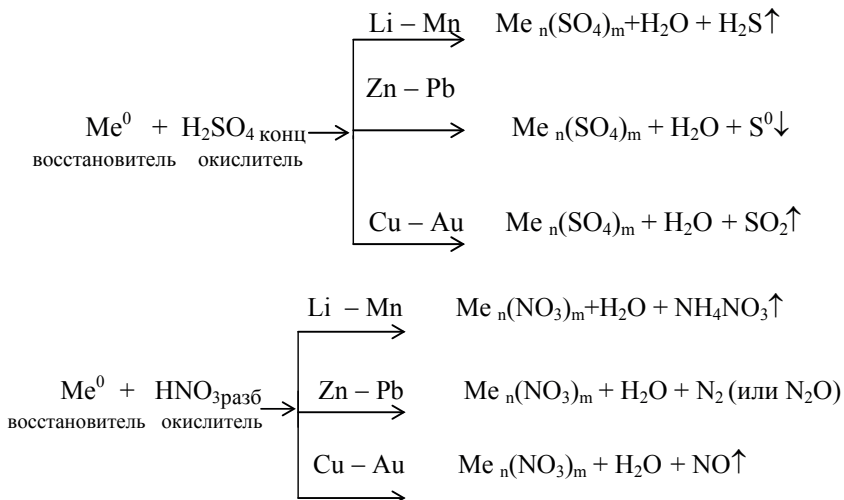
Поскольку сульфат магния не обладает защитными свойствами (это растворимая соль), на практике реакция протекает, т. е. магний неустойчив в растворе серной кислоты.

Для оценки возможности взаимодействия металла с концентрированной серной кислотой и азотной кислотой любой концентрации потенциалы этих кислот можно принять примерно равными 1 В.

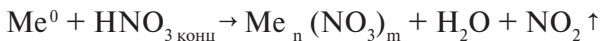
Состав продуктов взаимодействия металлов с концентрированной серной и азотной (как концентрированной, так и разбавленной) кислотами определяется активностью металла.

По активности металлы условно делят на три группы: активные металлы, стоящие в ряду стандартных электродных потенциалов (см. прил. 2) до цинка (Li — Mn), металлы средней активности — от цинка до водорода (Zn — Pb) — и малоактивные металлы, стоящие после водорода (Cu — Au).

Ниже приведены схемы взаимодействия металлов с концентрированной серной и разбавленной азотной кислотами:



С концентрированной азотной кислотой все металлы взаимодействуют согласно следующей схеме:



Взаимодействие металлов с кислотами в некоторых случаях тормозится образованием нерастворимых оксидных или солевых пленок, препятствующих дальнейшему растворению. Такие пленки называются пассивирующими, а состояние металла — пассивным. В концентрированной холодной серной кислоте пассивируются Fe, Ni, Ti, Cr, Pb и другие, в концентрированной холодной азотной кислоте — Al, Fe, Ni, Ti, Cr, Sn и др.

6.2. Взаимодействие металлов с водой

При взаимодействии металлов с водой вода является окислителем, а металл — восстановителем. Возможность взаимодействия, как и для любой ОВР, определяется условием $E_{\text{ок}} - E_{\text{восст}} > 0$.

Окислительно-восстановительные потенциалы ряда металлов, кислорода и водорода в разных средах приведены в приложении (табл. П2, П3).

При рассмотрении процесса взаимодействия металла с водой необходимо учитывать не только разность потенциалов окислителя и восстановителя, но и характер образующегося продукта.

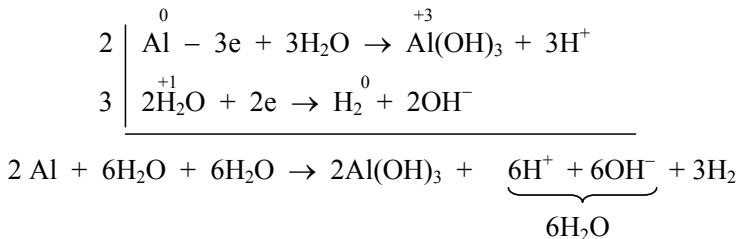
Пример. Рассмотрим устойчивость в воде алюминия.

Решение. Сравниваем потенциалы водорода и металла в нейтральной среде:

$$E_{2\text{H}_2\text{O}/\text{H}_2} = -0,41 \text{ В}; \quad E_{\text{Al}(\text{OH})_3/\text{Al}} = -1,88 \text{ В};$$

$$\Delta E = -0,41 - (-1,88) = 1,47 \text{ В} > 0.$$

Таким образом, термодинамическое условие взаимодействия выполняется. Записываем уравнение окислительно-восстановительной реакции:



Молекулярное уравнение:



Образовавшаяся пленка нерастворимого гидроксида $\text{Al}(\text{OH})_3$ плотно прилегает к поверхности металла, защищая его от дальнейшего окисления. Следовательно, алюминий устойчив по отношению к воде. Вследствие образования нерастворимых гидроксидов не реагируют с водой цинк, хром, никель, титан и ряд других металлов.

Практически в воде растворяются только щелочные (Li-Fr) и щелочноземельные металлы (Ca-Ra).

6.3. Взаимодействие металлов с водными растворами щелочей

При взаимодействии металлов с растворами щелочей металл также является восстановителем, вода — окислителем, щелочь создает среду.

Стандартный потенциал восстановления водорода (из молекулы воды) в щелочной среде составляет $-0,83$ В, поэтому теоретически с растворами щелочей могут реагировать все металлы, потенциалы которых меньше $-0,83$ В. Однако в действительности в щелочных средах окисляются только металлы, оксиды и гидроксиды которых являются амфотерными, — алюминий, цинк, олово, хром, свинец и др. Металлы, образующие нерастворимые основные гидроксиды, в водных растворах щелочей не окисляются.

Пример. Рассмотрим поведение хрома в растворе гидроксида натрия.

Решение. Стандартный потенциал хрома в щелочной среде ниже потенциала водорода:

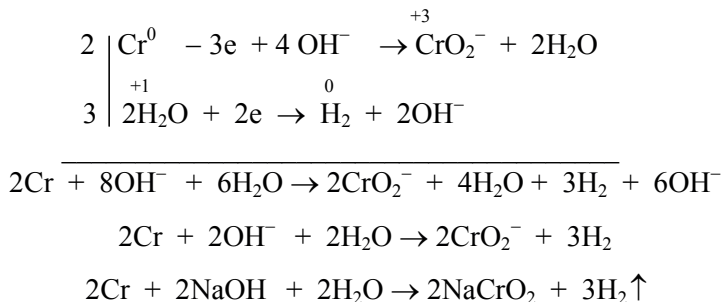
$$E^0_{\text{CrO}_2^-/\text{Cr}} = -1,32 \text{ В},$$

$$E^0_{2\text{H}_2\text{O}/\text{H}_2} = -0,83 \text{ В},$$

$$E^0_{\text{CrO}_2^-/\text{Cr}} < E^0_{2\text{H}_2\text{O}/\text{H}_2}.$$

Реакция теоретически возможна и осуществляется на практике, так как гидроксид хрома амфотерен и растворяется в щелочах с образованием растворимых хромитов MeCrO_2 .

Уравнение реакции:



6.4. Коррозия металлов

Коррозия металлов — это самопроизвольный окислительно-восстановительный процесс разрушения металла под действием окружающей среды.

Коррозия	
химическая	электрохимическая
<p>Возникает в отсутствие электролита:</p> $2\text{Fe} + 3\text{Cl}_2 = 2\text{FeCl}_3$ $4\text{Al} + 3\text{O}_2 = 2\text{Al}_2\text{O}_3$	<p>Происходит в присутствии электролита как анодное окисление более активного металла микрогальванозлемента</p>

Пример 1. Рассмотрим процессы, происходящие при коррозии в кислой среде цинковой пластинки, склепанной с железной.

Решение. В этом случае образуется гальванопара $\text{Zn}|\text{Fe}$.

Выписываем окислительно-восстановительные потенциалы обоих металлов в данной среде из табл. П2:

$$E^0_{\text{Zn}^{2+}/\text{Zn}} = -0,76 \text{ В}; E^0_{\text{Fe}^{2+}/\text{Fe}} = -0,44 \text{ В}.$$

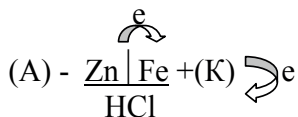
Определяем по потенциалам более активный металл (с меньшим значением потенциала):

$$E^0_{\text{Zn}^{2+}/\text{Zn}} < E^0_{\text{Fe}^{2+}/\text{Fe}}.$$

Более активный металл — Zn. Цинк разрушается в первую очередь, т.е. теряет электроны, является восстановителем или анодом гальванопары.



Второй металл (Fe) не разрушается, он является проводником электронов (катодом гальванопары).

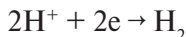


Окислителем могут быть агрессивные компоненты среды. На практике наиболее распространенными окислителями являются водород (катионы H^+ из кислоты или в составе воды) и растворенный в воде кислород O_2 . В нашем примере роль окислителя выполняют ионы H^+ .

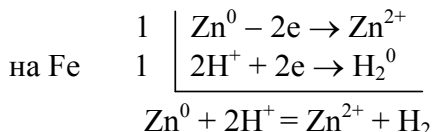
Выписываем потенциал окислителя для кислой среды, имея в виду, что кислород в данном примере отсутствует:

$$E^0_{2\text{H}^+/\text{H}_2} = 0 \text{ В}.$$

Сравниваем потенциалы окислителя и восстановителя: $E_{\text{окис}} > E_{\text{восст}}$. Коррозия возможна, разрушается цинк (анод), процесс восстановления ионов водорода происходит на железе (катод):



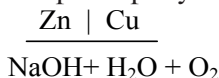
Суммарный процесс коррозии гальванопары $\text{Zn}|\text{Fe}$ в данной среде записываем в следующей форме:



Молекулярное уравнение коррозии:



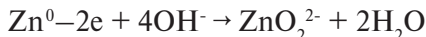
Пример 2. Рассмотрим коррозию латуни (сплава цинка и меди) в щелочном растворе в присутствии кислорода:



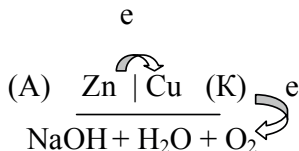
Решение. Выписываем окислительно-восстановительные потенциалы обоих металлов в щелочной среде из табл. П2:

$$E^0_{\text{ZnO}_2^{2-}/\text{Zn}} = -1,22 \text{ В}; \quad E^0_{\text{Cu(OH)}_2/\text{Cu}} = -0,22 \text{ В}.$$

Определяем по потенциалам более активный металл — Zn . Цинк разрушается в первую очередь, является восстановителем:



Второй металл (Cu) не разрушается, он является проводником электронов:



Окислителем в данном примере могут быть O_2 и H_2O . Выписываем потенциалы окислителей для щелочной среды из табл. П2:

$$E^0_{2H_2O/H_2} = -0,83 \text{ В},$$

$$E^0_{O_2/4OH^-} = +0,40 \text{ В},$$

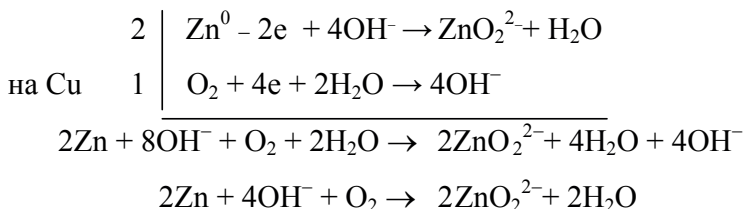
$$E^0_{O_2/4OH^-} > E^0_{2H_2O/H_2}.$$

Окислитель выбираем с большим потенциалом (O_2); так как условие $E_{\text{окисл}} > E_{\text{восст}}$ выполняется, коррозия происходит.

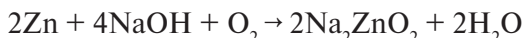
Процесс восстановления кислорода происходит на катоде (медь):



Суммарный процесс коррозии латуни в щелочной среде в присутствии кислорода записываем в следующей форме:



Молекулярное уравнение коррозии:



Задания для самоконтроля

1. Составьте уравнения реакций окисления металлов, используя значения окислительно-восстановительных потенциалов металлов, кислорода и водорода в различных средах

(табл. П2, П3). Значения потенциалов разбавленной и концентрированной азотной и концентрированной серной кислот примите равными ≈ 1 В.

Сделайте вывод о практической устойчивости металла в данной среде.

1.1	$\text{Cd} + \text{HNO}_{3(\text{разб})}$ $\text{Al} + \text{KOH}_{(\text{раствор})}$	1.13	$\text{Cr} + \text{HNO}_{3(\text{разб})} \xrightarrow{t}$ $\text{Pb} + \text{KOH} + \text{O}_2$
1.2	$\text{Ag} + \text{HNO}_{3(\text{разб})}$ $\text{Zn} + \text{H}_2\text{O} + \text{O}_2$	1.14	$\text{Ba} + \text{HNO}_{3(\text{конц})}$ $\text{Cr} + \text{NaOH}_{(\text{раствор})} + \text{O}_2$
1.3	$\text{Cu} + \text{H}_2\text{SO}_{4(\text{разб})} + \text{O}_2$ $\text{Mg} + \text{H}_2\text{O}$	1.15	$\text{Pb} + \text{HNO}_{3(\text{разб})}$ $\text{Co} + \text{H}_2\text{O} + \text{O}_2$
1.4	$\text{Mg} + \text{HNO}_{3(\text{конц})}$ $\text{Ni} + \text{H}_2\text{O} + \text{O}_2$	1.16	$\text{Mg} + \text{HNO}_{3(\text{разб})}$ $\text{Cu} + \text{H}_2\text{O} + \text{O}_2$
1.5	$\text{Cd} + \text{H}_2\text{SO}_{4(\text{конц})}$ $\text{Zn} + \text{NaOH}_{(\text{раствор})} + \text{O}_2$	1.17	$\text{Be} + \text{H}_2\text{SO}_{4(\text{конц})}$ $\text{Al} + \text{NaOH}_{(\text{раствор})} + \text{O}_2$
1.6	$\text{Ni} + \text{HNO}_{3(\text{конц})} \xrightarrow{t}$ $\text{Bi} + \text{KOH}_{(\text{раствор})} + \text{O}_2$	1.18	$\text{Sn} + \text{HCl}$ $\text{Cd} + \text{H}_2\text{O} + \text{O}_2$
1.7	$\text{Fe} + \text{H}_2\text{SO}_{4(\text{конц})} \xrightarrow{t} \text{Fe}^{3+}$ $\text{Sn} + \text{NaOH}_{(\text{раствор})}$	1.19	$\text{Co} + \text{HNO}_{3(\text{разб})}$ $\text{Pb} + \text{NaOH}_{(\text{раствор})} + \text{O}_2$
1.8	$\text{Bi} + \text{HNO}_{3(\text{разб})}$ $\text{Pb} + \text{H}_2\text{O} + \text{O}_2$	1.20	$\text{Bi} + \text{H}_2\text{SO}_{4(\text{конц})}$ $\text{Sn} + \text{H}_2\text{O} + \text{O}_2$
1.9	$\text{Cu} + \text{H}_2\text{SO}_{4(\text{конц})}$ $\text{Zn} + \text{KOH}_{(\text{раствор})}$	1.21	$\text{Fe} + \text{HNO}_{3(\text{разб})} \rightarrow \text{Fe}^{3+}$ $\text{Cr} + \text{KOH}_{(\text{раствор})}$
1.10	$\text{Mg} + \text{H}_2\text{SO}_{4(\text{разб})}$ $\text{Zn} + \text{H}_2\text{O} + \text{O}_2$	1.22	$\text{Al} + \text{H}_2\text{SO}_{4(\text{разб})}$ $\text{Sn} + \text{KOH}_{(\text{раствор})}$
1.11	$\text{Sn} + \text{H}_2\text{O}$ $\text{Al} + \text{H}_2\text{SO}_{4(\text{конц})} \xrightarrow{t}$	1.23	$\text{Mg} + \text{H}_2\text{O} + \text{O}_2$ $\text{Cu} + \text{HNO}_{3(\text{разб})}$
1.12	$\text{Fe} + \text{H}_2\text{O} + \text{O}_2$ $\text{Pb} + \text{HNO}_{3(\text{конц})}$	1.24	$\text{Zn} + \text{H}_2\text{O} + \text{O}_2$ $\text{Ag} + \text{H}_2\text{SO}_{4(\text{конц})}$

2. Используя табл. П2 и П3, составьте уравнения анодного и катодного процессов и молекулярное уравнение процесса коррозии, укажите анод и катод гальванопары, направление движения электронов.

Номер п/п	Гальва- нопара	Коррозионная среда	Номер п/п	Гальва- нопара	Коррозионная среда
2.1	Cr/Pb	$\text{NaOH} + \text{H}_2\text{O} + \text{O}_2$	2.13	Fe/Ni	$\text{H}_2\text{O} + \text{O}_2$
2.2	Al/Cu	$\text{NaOH} + \text{H}_2\text{O}$	2.14	Cr/Ni	$\text{NaOH} + \text{H}_2\text{O}$
2.3	Al/Fe	$\text{NaOH} + \text{H}_2\text{O} + \text{O}_2$	2.15	Zn/Co	$\text{NaOH} + \text{H}_2\text{O}$
2.4	Zn/Fe	$\text{NaOH} + \text{H}_2\text{O} + \text{O}_2$	2.16	Ni/Pb	$\text{H}_2\text{O} + \text{O}_2$
2.5	Pb/Sn	H_2O	2.17	Cd/Co	$\text{H}_2\text{O} + \text{O}_2$
2.6	Zn/Cu	H_2O	2.18	Al/Pb	$\text{NaOH} + \text{H}_2\text{O}$
2.7	Cd/Pb	$\text{H}_2\text{O} + \text{O}_2$	2.19	Fe/Zn	H_2O
2.8	Sn/Cu	$\text{NaOH} + \text{H}_2\text{O}$	2.20	Sn/Ni	$\text{NaOH} + \text{H}_2\text{O}$
2.9	Fe/Bi	$\text{H}_2\text{O} + \text{O}_2$	2.21	Zn/Ni	$\text{NaOH} + \text{H}_2\text{O} + \text{O}_2$
2.10	Sn/Fe	$\text{NaOH} + \text{H}_2\text{O}$	2.22	Mg/Co	H_2O
2.11	Sn/Bi	$\text{NaOH} + \text{H}_2\text{O} + \text{O}_2$	2.23	Pb/Cu	$\text{NaOH} + \text{H}_2\text{O} + \text{O}_2$
2.12	Al/Co	$\text{NaOH} + \text{H}_2\text{O}$	2.24	Al/Fe	$\text{NaOH} + \text{H}_2\text{O}$

7. ГАЛЬВАНИЧЕСКИЕ ЭЛЕМЕНТЫ

Гальванический элемент — это устройство, преобразующее химическую энергию окислительно-восстановительной реакции в электрическую.

Процессы окисления и восстановления в гальваническом элементе пространственно разделены. Электрод, на котором протекает процесс окисления, называют анодом, электрод, на котором происходит реакция восстановления — катодом гальванического элемента.

Гальванические элементы можно составить из любых электродов:

- металлических (металл, погруженный в раствор соли этого металла, например медь в растворе сульфата меди, условное обозначение $\text{Cu} \mid \text{CuSO}_4$);
- окислительно-восстановительных (инертный электрод — платина или углерод в растворе, содержащем соединения одного и того же элемента в разных степенях окисления, например $\text{Pt} \mid \text{KMnO}_4, \text{MnSO}_4, \text{H}_2\text{SO}_4$);
- водородного (платина, погруженная в раствор серной кислоты, через который пропускают водород, — $(\text{Pt}) \text{H}_2 \mid \text{H}_2\text{SO}_4$).

Порядок описания работы гальванического элемента.

1. Выписать из таблиц П2, П3, П4 (прил. 1) стандартные окислительно-восстановительные потенциалы каждого электрода.

2. Если концентрации растворов нестандартные, рассчитать потенциал электрода по формуле Нернста:

$$E = E^0 + \frac{0,059}{n} \lg \frac{[\text{ox}]}{[\text{red}]}.$$

Для металлических электродов формула Нернста принимает вид

$$E = E^0 + \frac{0,059}{n} \lg C_{\text{Me}^{n+}},$$

где E^0 — стандартный потенциал электрода; n — заряд иона; $C_{\text{Me}^{n+}}$ — концентрация катионов Me^{n+} в растворе.

3. Сравнить потенциалы и выбрать анод (электрод с меньшим потенциалом) и катод (электрод с большим потенциалом).

4. Рассчитать электродвижущую силу гальванического элемента:

$$\text{ЭДС} = E_{\text{катод}} - E_{\text{анод}}.$$

5. Составить уравнения анодного и катодного процессов и суммарное ионное уравнение реакции.

6. Составить молекулярное уравнение токообразующей реакции.

7. Указать стрелкой направление движения электронов во внешней и ионов во внутренней цепи.

Пример 1. Опишите работу гальванического элемента. Если концентрация раствора не указана, потенциал электрода примите равным стандартному:



0,01 М — концентрация раствора сульфата никеля.

Решение

1. Выпишем из табл. ПЗ стандартные потенциалы никелевого и водородного электродов (платина — инертный электрод, химически не изменяется):

$$E^0_{\text{Ni}^{2+}/\text{Ni}} = -0,26 \text{ В}; E^0_{2\text{H}^+/\text{H}_2} = 0 \text{ В.}$$

2. Никелевый электрод — нестандартный; рассчитаем его потенциал, исходя из того, что $C_{\text{Ni}^{2+}} = C_{\text{NiSO}_4} = 0,01$ моль/л (это следует из уравнения диссоциации соли — $\text{NiSO}_4 = \text{Ni}^{2+} + \text{SO}_4^{2-}$):

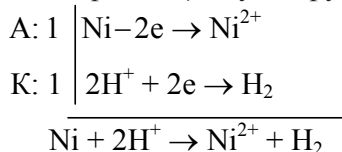
$$E_{\text{Ni}^{2+}/\text{Ni}} = -0,26 + \frac{0,059}{2} \lg 10^{-2} = -0,319 \text{ В.}$$

3. Из сравнения потенциалов следует, что никелевый электрод является анодом, водородный — катодом гальванического элемента.

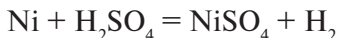
4. Рассчитаем ЭДС гальванического элемента:

$$\text{ЭДС} = 0,00 \text{ В} - (-0,319) \text{ В} = 0,319 \text{ В.}$$

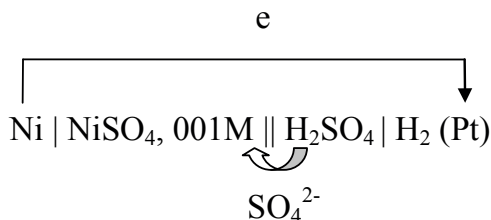
5. Составим уравнения анодного и катодного процессов, учитывая, что на аноде происходит отдача, а на катоде — принятие электронов, и суммируем их:



6. Составим молекулярное уравнение токообразующей реакции:



7. Покажем направление перемещения электронов и ионов при работе гальванического элемента:



Пример 2. Рассмотрите работу гальванического элемента



Решение.

1. Выпишем стандартные значения электродных потенциалов:

$$E^0_{\text{Cr}^{3+}/\text{Cr}} = -0.74 \text{ В}; \quad E^0_{\text{TiO}^{2+}/\text{Ti}^{3+}} = 0.12 \text{ В}.$$

2. Рассчитаем потенциал хромового электрода, учитывая, что $C_{\text{Cr}^{3+}} = 2 C_{\text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3} = 2 \cdot 0.05 = 0.1$ моль/л:

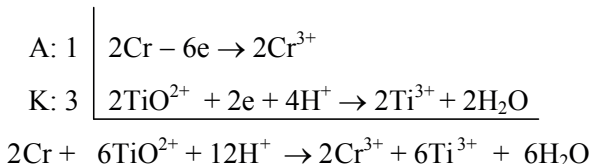
$$E_{\text{Cr}^{3+}/\text{Cr}} = -0.74 + \frac{0.059}{3} \lg 10^{-1} = -0.76 \text{ В}.$$

3. $E_{\text{Cr}^{3+}/\text{Cr}} < E_{\text{TiO}^{2+}/\text{Ti}^{3+}}$, следовательно, хромовый электрод — анод, второй электрод — катод гальванического элемента.

4. Рассчитаем ЭДС элемента:

$$\text{ЭДС} = 0.12 \text{ В} - (-0.76 \text{ В}) = 0.88 \text{ В}.$$

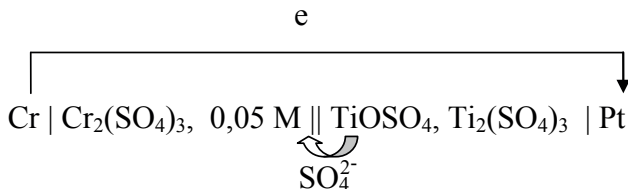
5. Составим уравнения анодного и катодного процессов и суммарное ионное уравнение реакции:



6. Составим молекулярное уравнение токообразующей реакции:



7. Покажем направление перемещения электронов и ионов в цепи:



Задания для самоконтроля

Рассмотрите работу гальванического элемента, используя табл. П2–П4. Напишите уравнения анодного и катодного процессов, молекулярное уравнение токообразующей реакции, укажите направление движения электронов и ионов. Рассчитайте ЭДС гальванического элемента. Если концентрация раствора не указана, потенциал электрода примите равным стандартному.

1. $\text{Cu} / \text{CuSO}_4, 0,01 \text{ M} // \text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3, \text{FeSO}_4 / \text{Pt}$
2. $\text{Zn} / \text{ZnSO}_4, 0,1 \text{ M} // \text{H}_2\text{SO}_4 / \text{H}_2(\text{Pt})$
3. $\text{Al} / \text{AlCl}_3, 0,001 \text{ M} // \text{SnCl}_4, \text{SnCl}_2 / \text{Pt}$
4. $(\text{Pt}) \text{H}_2 / \text{H}_2\text{SO}_4 // \text{TiOSO}_4, \text{Ti}_2(\text{SO}_4)_3 / \text{Pt}$

5. $\text{Cr} / \text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3, 0,005 \text{ M} // \text{SnSO}_4 / \text{Sn}$
6. $\text{Ni} / \text{NiSO}_4, 0,01 \text{ M} // \text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7, \text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3, \text{H}_2\text{SO}_4 / \text{Pt}$
7. $\text{Co} / \text{CoSO}_4, 0,1 \text{ M} // \text{CoSO}_4, 0,001 \text{ M} / \text{Co}$
8. $(\text{Pt}) \text{H}_2 / \text{H}_2\text{SO}_4 // \text{Na}_3\text{VO}_4, (\text{VO})_2\text{SO}_4, \text{H}_2\text{SO}_4 / \text{Pt}$
9. $\text{Ni} / \text{NiSO}_4, 0,1 \text{ M} // \text{H}_2\text{SO}_4 / \text{H}_2(\text{Pt})$
10. $(\text{Pt}) \text{H}_2 / \text{H}_2\text{SO}_4 // \text{SnSO}_4, \text{Sn}(\text{SO}_4)_2 / \text{Pt}$
11. $\text{Al} / \text{Al}_2(\text{SO}_4)_3, 0,05 \text{ M} // \text{H}_2\text{SO}_4 / \text{H}_2(\text{Pt})$
12. $\text{Cd} / \text{CdSO}_4, 0,01 \text{ M} // \text{Al}_2(\text{SO}_4)_3, 0,005 \text{ M} / \text{Al}$
13. $\text{Zn} / \text{ZnSO}_4, 0,1 \text{ M} // \text{VOSO}_4, \text{V}_2(\text{SO}_4)_3, \text{H}_2\text{SO}_4 / \text{Pt}$
14. $\text{Ni} / \text{NiCl}_2, 0,01 \text{ M} // \text{SnCl}_4, \text{SnCl}_2 / \text{Pt}$
15. $\text{Co} / \text{CoSO}_4, 0,01 \text{ M} // \text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3, \text{FeSO}_4 / \text{C}$
16. $\text{Zn} / \text{ZnSO}_4, 0,01 \text{ M} // \text{ZnSO}_4 / \text{Zn}$
17. $(\text{Pt}) \text{H}_2 / \text{H}_2\text{SO}_4 // \text{CuSO}_4, 0,01 \text{ M} / \text{Cu}$
18. $\text{Ag} / \text{AgNO}_3 // \text{AgNO}_3, 0,001 \text{ M} / \text{Ag}$
19. $(\text{Pt}) \text{H}_2 / \text{H}_2\text{SO}_4 // \text{CdSO}_4, 0,01 \text{ M} / \text{Cd}$
20. $\text{Al} / \text{Al}_2(\text{SO}_4)_3, 0,5 \text{ M} // \text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7, \text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3, \text{H}_2\text{SO}_4 / \text{Pt}$
21. $\text{Cd} / \text{CdSO}_4, 0,1 \text{ M} // \text{H}_2\text{SO}_4 / \text{H}_2(\text{Pt})$
22. $\text{Ti} / \text{Ti}_2(\text{SO}_4)_3, 0,05 \text{ M} // \text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3 / \text{Fe}$
23. $\text{Ni} / \text{Ni}(\text{NO}_3)_2, 0,01 \text{ M} // \text{Ni}(\text{NO}_3)_2 / \text{Ni}$
24. $\text{Cr} / \text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3, 0,05 \text{ M} // \text{SnSO}_4, \text{Sn}(\text{SO}_4)_2 / \text{C}$

8. ЭЛЕКТРОЛИЗ ВОДНЫХ РАСТВОРОВ

Электролизом называют окислительно-восстановительные процессы, протекающие на электродах под действием постоянного тока от внешнего источника.

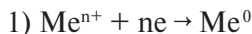
Электролиз проводят в электролитической ванне, заполненной раствором или расплавом электролита, в который помещены два электрода. Электрод, соединенный с отрицательным полюсом источника постоянного тока, называют катодом, с положительным — анодом. Различают электролиз с нерастворимым (инертным) и растворимым анодом. В качестве нерастворимых анодов чаще всего используют углерод и платину.

Электролиз с нерастворимым анодом

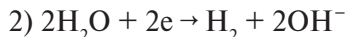
При электролизе водных растворов в электродных процессах наряду с ионами электролита участвуют молекулы воды. Разрядка большинства ионов происходит при потенциалах, близких к стандартным (эти потенциалы приведены в табл. ПЗ и П4). Электродные процессы с участием молекул воды происходят с кинетическими затруднениями, что приводит к повышению потенциалов разрядки воды как на катоде, так и на аноде. Эти потенциалы следует запомнить.

Катодные процессы

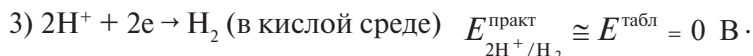
На катоде могут разряжаться (принимать электроны) катионы металлов или водорода:



$$E_{\text{Me}^{n+}/\text{Me}}^{\text{практ}} \cong E^{\text{табл}}$$



$$E_{2\text{H}_2\text{O}/\text{H}_2}^{\text{практ}} \cong -1,1 \text{ В}$$

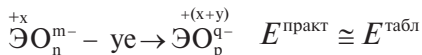


Важно отметить следующее:

- если $E_{\text{Me}^{n+}/\text{Me}} > 0$, то на катоде идет только реакция 1);
- если $-1,1 \text{ В} < E_{\text{Me}^{n+}/\text{Me}} < 0 \text{ В}$, на катоде разряжаются и катионы металла (основной процесс), и водород;
- если $E_{\text{Me}^{n+}/\text{Me}} < -1,1 \text{ В}$, на катоде разряжается только водород.

Анодные процессы

На аноде могут разряжаться (отдавать электроны) анионы кислотных остатков, гидроксид-ионы (в щелочной среде) и кислород из воды. При этом анионы кислородсодержащих кислот, содержащие атом в максимальной степени окисления — SeO_4^{2-} , NO_3^- , ClO_4^- , PO_4^{3-} и др. — не разряжаются:



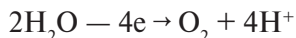
Пример. Рассмотрите основные процессы, протекающие на электродах при электролизе водных растворов а) $\text{Ni}(\text{NO}_3)_2$; б) NaClO_3 ; в) KBr .

Решение.

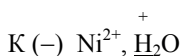
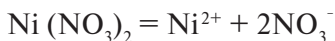
а) На катоде могут принимать электроны катионы Ni^{2+} и H^+ из воды. Сравниваем потенциалы: $E_{\text{Ni}^{2+}/\text{Ni}} = -0,25 \text{ В} >$

$>E_{2\text{H}_2\text{O}/\text{H}_2} = -1,1 \text{ В}$, более сильным окислителем является Ni^{2+} . Следовательно, на катоде в основном разряжаются катионы никеля: $\text{Ni}^{2+} + 2\text{e} \rightarrow \text{Ni}^0$.

В анодном пространстве находятся анионы NO_3^- и вода. Однако нитрат-ионы отдавать электроны не могут (степень окисления атома азота в ионе NO_3^- максимальна). Значит на аноде разряжаются молекулы воды:

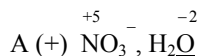
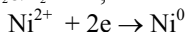


Основные процессы, протекающие на электродах при электролизе водных растворов, удобно записать следующим образом:



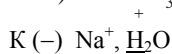
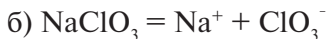
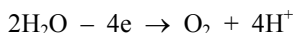
$E_{\text{Ni}^{2+}/\text{Ni}} = -0,25 \text{ В}$ (более сильный окислитель)

$E_{2\text{H}_2\text{O}/\text{H}_2} = -1,1 \text{ В}$



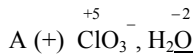
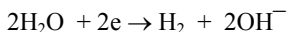
NO_3^- – не разряжается

$E_{\text{O}_2/2\text{H}_2\text{O}} = +1,8 \text{ В}$ (восстановитель)



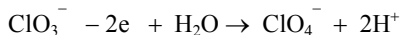
$E_{2\text{H}_2\text{O}/\text{H}_2} = -1,1 \text{ В} > E_{\text{Na}^+/\text{Na}} = -2,71 \text{ В}$

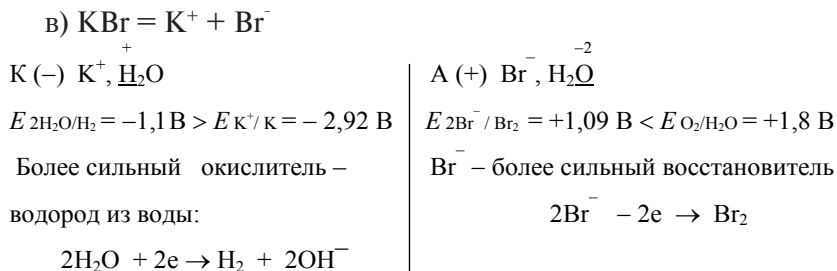
Более сильный окислитель –
водород из воды:



$E_{\text{ClO}_3^-/\text{ClO}_4^-} = +1,07 \text{ В} < E_{\text{O}_2/2\text{H}_2\text{O}} = +1,8 \text{ В}$

ClO_3^- – более сильный восстановитель

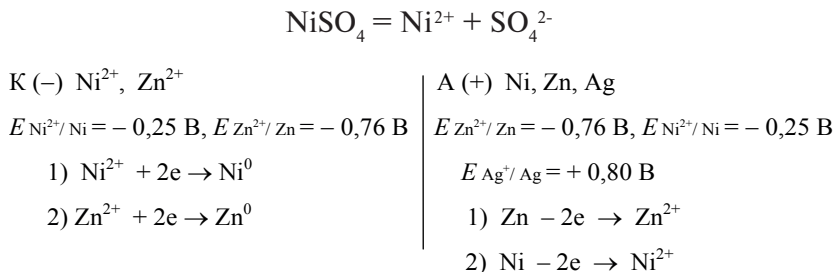




Электролиз водных растворов с нерастворимым анодом используется для получения меди, цинка, никеля, кобальта и других металлов, водорода, кислорода, гидроксида натрия, хлора и многих других простых и сложных веществ.

Электролиз с растворимым анодом

Электролиз с растворимым анодом применяется для очистки (рафинирования) металлов, для нанесения металлических покрытий. Анод изготавливается из чернового металла или из металла, образующего покрытие. Рассмотрим процессы, протекающие на электродах при рафинировании никеля, содержащего примеси цинка и серебра, начиная с анодных.



На аноде сначала окисляется металл с меньшим потенциалом — цинк, затем никель. Далее напряжение не повышают, поэтому металлическое серебро оседает на дне ванны в составе шлама. На катоде в первую очередь восстанавливаются катио-

ны с более высоким потенциалом — Ni^{2+} . Этот процесс ведут на катоде из высокочистого никеля. После осаждения всего никеля катод заменяют на цинковый, напряжение повышают и начинается осаждение цинка. Шлам перерабатывают, извлекая серебро.

Закон Фарадея

Массу веществ (объем газов), выделившихся или растворившихся на электродах, рассчитывают по закону Фарадея.

$$m = \frac{MIt}{nF},$$

где m — масса образовавшегося вещества, г; I — сила тока, А; t — время, с; n — число электронов, участвующих в электронном процессе; F — постоянная Фарадея, 96500 Кл/моль.

$$V = \frac{V_m It}{nF},$$

где V — объем выделившегося газа, л; V_m — молярный объем любого газа при нормальных условиях (22,4 л/моль).

Задания для самоконтроля

1. Составьте схемы процессов, протекающих на электродах при электролизе водных растворов указанных веществ (с инертными электродами). Процессы обоснуйте потенциалами (табл. П2–П4). Рассчитайте массу или объем (для газов) вещества, образующегося на электродах при пропускании через раствор тока силой 2 А в течение одного часа.

1	Na_2SO_3 , AgNO_3	3	LiCl , $\text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3$
2	KOH , CoSO_4	4	$\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$, KClO_3

8. Электролиз водных растворов

5	$\text{NaNO}_2, \text{NiCl}_2$	15	$\text{CoBr}_2, \text{NaMnO}_4$
6	$\text{CaBr}_2, \text{Cu}(\text{NO}_3)_2$	16	$\text{K}_2\text{SeO}_3, \text{Cu}(\text{NO}_3)_2$
7	$\text{CdCl}_2, \text{K}_2\text{CO}_3$	17	$\text{NaOH}, \text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$
8	$\text{Ba}(\text{NO}_3)_2, \text{LiBr}$	18	$\text{SnCl}_2, \text{LiNO}_3$
9	$\text{Bi}(\text{NO}_3)_3, \text{K}_2\text{SO}_3$	19	$\text{K}_3\text{PO}_4, \text{LiBr}$
10	$\text{NaNO}_2, \text{CdBr}_2$	20	$\text{Sr}(\text{NO}_2)_2, \text{CoSO}_4$
11	$\text{K}_2\text{MnO}_4, \text{CuSO}_4$	21	$\text{KF}, \text{NaClO}_3$
12	$\text{BeCl}_2, \text{H}_2\text{SO}_4$	22	$\text{KClO}_4, \text{MgBr}_2$
13	$\text{Na}_2\text{SeO}_3, \text{Zn}(\text{NO}_3)_2$	23	$\text{NaBrO}_3, \text{SnSO}_4$
14	KI, AgF	24	$\text{CaCl}_2, \text{Cd}(\text{NO}_3)_2$

РЕКОМЕНДУЕМАЯ ЛИТЕРАТУРА

Основная

Коровин Н. В. Общая химия : учебник для вузов / Н. В. Коровина. Москва : Высшая школа, 2002. 558 с.

Глинка Н. Л. Общая химия : учебное пособие для вузов / Н. Л. Глинка. Москва : Интеграл-Пресс, 2002. 728 с.

Глинка Н. Л. Задачи и упражнения по общей химии : учебное пособие / Н. Л. Глинка. Москва : Интеграл-пресс, 2004. 240 с.

Дополнительная

Химия : конспект лекций / О. А. Антропова, Р. Н. Лебедева, Е. А. Никоненко [и др.]. Екатеринбург : Изд-во УМЦ УПИ, 2004. 116 с.

Химия : методические указания к лабораторным работам / сост. О. А. Антропова, Р. Н. Лебедева, С. Д. Ващенко. Екатеринбург : ГОУ ВПО УГТУ–УПИ, 2004. 30 с.

ПРИЛОЖЕНИЕ 1

Основные таблицы

Таблица П1

Термодинамические константы некоторых веществ

Вещество	ΔH_{298}^0 , кДж/моль	ΔG_{298}^0 , кДж/моль	S_{298}^0 , Дж/(моль×град)
Al _(т)	0	0	28,4
Al ₂ O ₃	−1676,8	−1583,3	50,95
C _(графит, т)	0	0	5,74
CH _{4(г)}	−74,86	−50,85	186,44
CO _(г)	−110,6	−137,2	197,7
CO _{2(г)}	−393,8	−394,6	213,8
CaO _(т)	−635	−603,6	39,7
CaCO _{3(т)}	−1207,7	−1129,6	91,6
Cl _{2(г)}	0	0	222,9
Fe _(т)	0	0	27,2
FeO _(т)	−265,0	−244,5	60,8
F ₂ O _{3(г)}	−822,7	−740,8	87,5
H _{2(г)}	0	0	130,7
H ₂ O _(г)	−241,98	−228,8	188,9
HCl _(г)	−92,4	−94,5	186,9
H ₂ S _(г)	−20,9	−33	205,7

Вещество	$\Delta H^0_{298^\circ}$ кДж/моль	$\Delta G^0_{298^\circ}$ кДж/моль	$S^0_{298^\circ}$ Дж/(моль×град)
Mg _(т)	0	0	32,7
MgO _(т)	−601,8	−569,6	26,9
MgCO _{3(т)}	−1113	−1029,3	65,7
N _{2(г)}	0	0	199,9
NH _{3(г)}	−46,19	−16,7	167,4
N ₂ O _(г)	82,1	104,2	220,0
NO _(г)	90,31	80,6	210,7
N ₂ O _{3(г)}	83,3	140,6	307,3
NO _{2(г)}	33	51,5	240,2
O _{2(г)}	0	0	205,0
PH _{3(г)}	5,44	13,39	210,1
P ₂ O _{5(г)}	−1492	−1348,8	114,5
Pb _(т)	0	0	64,8
PbO _(т)	−219,4	−186,2	66,2
S _(ромб°, т)	0	0	31,9
SO _{2(г)}	−297,2	−300,41	248,2
SO _{3(г)}	−395,8	−370	256,4
Sn _(т)	0	0	51,6
SnO _(т)	−286,2	−258,1	56
SnO _{2(т)}	−581,2	−520,2	52
W _(т)	0	0	32,6
WO _{3(т)}	−843	−764,1	75,9

Таблица П2

Окислительно-восстановительные потенциалы
ряда металлов, кислорода и водорода в разных средах

Кислота, pH = 0	E° , В	Вода, pH = 7	E° , В	Щелочь, pH = 14	E° , В
$2\text{H}^+ / \text{H}_2$	0,00	$2\text{H}_2\text{O} / \text{H}_2$	-0,41	$2\text{H}_2\text{O} / \text{H}_2$	-0,83
$\text{O}_2 / \text{H}_2\text{O}$	+1,22	$\text{O}_2 / 4\text{OH}^-$	+0,81	$\text{O}_2 / 4\text{OH}^-$	+0,40
$\text{Al}^{3+} / \text{Al}$	-1,66	$\text{Al}(\text{OH})_3 / \text{Al}$	-1,88	$\text{AlO}_2^- / \text{Al}$	-2,36
$\text{Bi}^{3+} / \text{Bi}$	+0,32	BiO^+ / Bi	-0,04	$\text{Bi}_2\text{O}_3 / \text{Bi}$	-0,45
$\text{Cd}^{2+} / \text{Cd}$	-0,40	$\text{Cd}(\text{OH})_2 / \text{Cd}$	-0,41	$\text{Cd}(\text{OH})_2 / \text{Cd}$	-0,82
$\text{Co}^{2+} / \text{Co}$	-0,28	$\text{Co}(\text{OH})_2 / \text{Co}$	-0,32	$\text{Co}(\text{OH})_2 / \text{Co}$	-0,73
$\text{Cr}^{3+} / \text{Cr}$	-0,74	$\text{Cr}(\text{OH})_3 / \text{Cr}$	-0,93	$\text{CrO}_2^- / \text{Cr}$	-1,32
$\text{Cu}^{2+} / \text{Cu}$	+0,34	$\text{Cu}(\text{OH})_2 / \text{Cu}$	+0,19	$\text{Cu}(\text{OH})_2 / \text{Cu}$	-0,22
$\text{Fe}^{2+} / \text{Fe}$	-0,44	$\text{Fe}(\text{OH})_2 / \text{Fe}$	-0,46	$\text{Fe}(\text{OH})_2 / \text{Fe}$	-0,87
$\text{Mg}^{2+} / \text{Mg}$	-2,36	$\text{Mg}(\text{OH})_2 / \text{Mg}$	-2,38	$\text{Mg}(\text{OH})_2 / \text{Mg}$	-2,69
$\text{Ni}^{2+} / \text{Ni}$	-0,25	$\text{Ni}(\text{OH})_2 / \text{Ni}$	-0,30	$\text{Ni}(\text{OH})_2 / \text{Ni}$	-0,72
$\text{Pb}^{2+} / \text{Pb}$	-0,13	$\text{Pb}(\text{OH})_2 / \text{Pb}$	-0,14	$\text{PbO}_2^{2-} / \text{Pb}$	-0,54
$\text{Sn}^{2+} / \text{Sn}$	-0,14	$\text{Sn}(\text{OH})_2 / \text{Sn}$	-0,50	$\text{SnO}_2^{2-} / \text{Sn}$	-0,91
$\text{Zn}^{2+} / \text{Zn}$	-0,76	$\text{Zn}(\text{OH})_2 / \text{Zn}$	-0,81	$\text{ZnO}_2^{2-} / \text{Zn}$	-1,22

Таблица ПЗ

Стандартные электродные потенциалы
некоторых металлов и водорода

$\text{Me}^{n+} / \text{Me}$	$E^0, \text{В}$	$\text{Me}^{n+} / \text{Me}$	$E^0, \text{В}$	$\text{Э}^{n+} / \text{Э}$	$E^0, \text{В}$
Li^+ / Li	−3,04	$\text{Mn}^{2+} / \text{Mn}$	−1,17	$2\text{H}^+ / \text{H}_2$	0,00
Cs^+ / Cs	−2,92	V^{3+} / V	−0,87	$\text{Sn}^{4+} / \text{Sn}$	+ 0,02
K^+ / K	−2,92	$\text{Zn}^{2+} / \text{Zn}$	−0,76	$\text{Sb}^{3+} / \text{Sb}$	+ 0,20
Rb^+ / Rb	−2,92	$\text{Cr}^{3+} / \text{Cr}$	−0,74	$\text{Bi}^{3+} / \text{Bi}$	+ 0,32
$\text{Ba}^{2+} / \text{Ba}$	−2,91	$\text{Fe}^{2+} / \text{Fe}$	−0,47	$\text{Cu}^{2+} / \text{Cu}$	+ 0,34
$\text{Sr}^{2+} / \text{Sr}$	−2,89	$\text{Cd}^{2+} / \text{Cd}$	−0,40	Cu^+ / Cu	+ 0,52
$\text{Ca}^{2+} / \text{Ca}$	−2,84	$\text{In}^{3+} / \text{In}$	−0,34	$\text{Rh}^{3+} / \text{Rh}$	+ 0,76
Na^+ / Na	−2,71	$\text{Ti}^{3+} / \text{Ti}$	−0,33	Ag^+ / Ag	+ 0,80
$\text{Mg}^{2+} / \text{Mg}$	−2,36	$\text{Co}^{2+} / \text{Co}$	−0,28	$\text{Hg}^{2+} / \text{Hg}$	+ 0,85
$\text{Be}^{2+} / \text{Be}$	−1,97	$\text{Ni}^{2+} / \text{Ni}$	−0,26	$\text{Pd}^{2+} / \text{Pd}$	+ 0,91
$\text{Al}^{3+} / \text{Al}$	−1,66	$\text{Sn}^{2+} / \text{Sn}$	−0,14	$\text{Pt}^{2+} / \text{Pt}$	+ 1,19
$\text{Ti}^{2+} / \text{Ti}$	−1,63	$\text{Pb}^{2+} / \text{Pb}$	−0,13	$\text{Au}^{3+} / \text{Au}$	+ 1,52
V^{2+} / V	−1,18	$\text{Fe}^{3+} / \text{Fe}$	−0,04	Au^+ / Au	+ 1,83

Таблица П4

Стандартные окислительно-восстановительные
потенциалы некоторых систем

Окислен- ная форма	Восста- новленная форма	E° , В	Окис- ленная форма	Восста- новленная форма	E° , В
Br_2	Br^-	+1,09	MnO_4^-	Mn^{2+}	+1,52
BrO_3^-	Br^-	+1,44	MnO_2	Mn^{2+}	+1,24
Cl_2	Cl^-	+1,36	NO_3^-	NO_2^-	+0,84
ClO_3^-	Cl^-	+1,45	NO_3^-	NO	+0,96
ClO_4^-	Cl_2	+1,42	NO_3^-	NH_4^+	+0,87
ClO_3^-	Cl_2	+1,45	SO_4^{2-}	SO_3^{2-}	+0,2
ClO_4^-	ClO_3^-	+1,07	SeO_4^{2-}	SeO_3^{2-}	+1,15
$\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}$	Cr^{3+}	+1,33	Sn^{4+}	Sn^{2+}	+0,15
F_2	F^-	+2,77	TiO^{2+}	Ti^{3+}	+0,12
Fe^{3+}	Fe^{2+}	+0,77	TiO^{2+}	Ti	-0,89
FeO_4^{2-}	Fe^{3+}	+1,9	V^{3+}	V^{2+}	-0,25
I_2	I^-	+0,54	VO^{2+}	V^{3+}	+0,34
IO_3^-	I^-	+1,09	VO_4^{3-}	VO^+	+1,26

Примечание. У систем, включающих кислородсодержащие частицы, потенциалы приведены для кислой среды, pH = 0.

Таблица П5

Растворимость оснований и солей в воде

Катионы	Анионы *											
	OH ⁻	F ⁻	Cl ⁻	Br ⁻	I ⁻	S ²⁻	SO ₃ ²⁻	SO ₄ ²⁻	PO ₄ ³⁻	CO ₃ ²⁻	SiO ₃ ²⁻	CH ₃ COO ⁻
Mg ²⁺	M	H	P	P	P	P	H	P	H	H	H	P
Ca ²⁺	M	H	P	P	P	M	H	M	H	H	H	P
Ba ²⁺	P	M	P	P	P	P	H	H	H	H	H	P
Be ²⁺	H	P	P	P	—	—	—	P	H	H	—	H
Bi ³⁺	H	H	—	—	—	H	H	—	H	H	—	—
Al ³⁺	H	M	P	P	P	—	—	P	H	—	H	M
Cr ³⁺	H	H	P	P	P	—	—	P	H	—	H	P
Mn ²⁺ , Zn ²⁺	H	M	P	P	P	H	H	P	H	H	H	P
Co ²⁺ , Ni ²⁺	H	P	P	P	P	H	H	P	H	H	H	P
Fe ²⁺	H	H	P	P	P	H	H	P	H	H	H	P
Fe ³⁺	H	H	P	P	—	—	—	P	H	H	H	P
Cd ²⁺	H	P	P	P	P	H	H	P	H	H	H	P
Cu ²⁺	H	H	P	P	P	H	H	P	H	H	H	P
Ag ⁺	—	P	H	H	H	H	H	M	H	H	H	P
Sn ²⁺	H	P	P	P	P	H	—	P	H	—	—	P
Sr ²⁺	M	H	P	P	P	P	H	H	H	H	H	P
Pb ²⁺	H	H	M	M	H	H	H	H	H	H	H	P

* Р — растворимое вещество; Н — практически нерастворимое вещество; (—) — вещество не существует или разлагается водой. Гидроксиды и соли, образованные катионами K⁺, Na⁺, NH₄⁺, а также все соли азотной кислоты (анион NO₃⁻) растворимы.

ПРИЛОЖЕНИЕ 2

Ряд стандартных электродных потенциалов металлов, E^0 , В

← Восстановительная активность металлов возрастает

Li	K	Ba	Ca	Na	Mg	Al	Mn	Zn	Cr	Fe	Co	Ni	Sn	Pb	H ₂	Cu	Ag	Pt	Au
-3,04	-2,92	-2,90	-2,87	-2,71	-2,36	-1,66	-1,17	-0,76	-0,74	-0,44	-0,28	-0,26	-0,14	-0,13	0	+0,34	+0,80	+1,28	+1,52
Li ⁺	K ⁺	Ba ²⁺	Ca ²⁺	Na ⁺	Mg ²⁺	Al ³⁺	Mn ²⁺	Zn ²⁺	Cr ³⁺	Fe ²⁺	Co ²⁺	Ni ²⁺	Sn ²⁺	Pb	2H ⁺	Cu ²⁺	Ag ⁺	Pt ²⁺	Au ³⁺

Окислительная активность катионов металлов возрастает →

ПРИЛОЖЕНИЕ 3

ПЕРИОДИЧЕСКАЯ СИСТЕМА ЭЛЕМЕНТОВ Д. И. МЕНДЕЛЕЕВА

Периоды	Ряды	a	b	a	b	a	b	a	b	a	b	a	b	a	b	a	b	VIII	a	b							
1	1	H водород	1 1,01									(H)		He гелий	2 4,00	Атомный номер 816909228638 Уран					Атомная масса 160058,70 Никель						
2	2	Li литий	3 6,94	Be бериллий	4 9,01	B бор	5 10,81	C углерод	6 12,01	N азот	7 14,01	O кислород	8 16,00	F фтор	9 19,00	Ne неон	10 20,18										
3	3	Na натрий	11 22,99	Mg магний	12 24,31	Al алюминий	13 26,98	Si кремний	14 28,09	P фосфор	15 30,97	S сера	16 32,06	Cl хлор	17 35,45	Ar аргон	18 39,95										
4	4	K калий	19 39,10	Ca кальций	20 40,08	Sc скандий	21 44,96	Ti титан	22 47,90	V ванадий	23 50,94	Cr хром	24 52,00	Mn марганец	25 54,94	Fe железо	26 55,85	Co кобальт	27 58,93	Ni никель	28 58,70	3 элемента 2 элемента 1 элемент					
	5	29 63,55	Cu медь	30 65,39	Zn цинк	31 65,39	Ga галлий	32 69,72	Ge германий	33 72,64	As мышьяк	34 74,92	Se селен	35 78,96	Br бром	36 79,90	Kr криптон	37 83,80	Ru рутений	44 101,07	Rh родий		45 102,91	Pd палладий	46 106,42		
5	6	Rb рубидий	37 85,47	Sr стронций	38 87,62	Y иттрий	39 88,91	Zr цирконий	40 91,22	Nb ниобий	41 92,91	Mo молибден	42 95,94	Tc технеций	43 98,91	Ru рутений	44 101,07	Rh родий	45 102,91	Pd палладий	46 106,42	3 элемента 2 элемента 1 элемент					
	7	47 107,87	Ag серебро	48 112,41	Cd кадмий	49 112,41	In индий	50 114,82	Sn олово	51 118,71	Sb сурьма	52 121,76	Te теллур	53 127,60	I йод	54 126,91	Xe ксенон	55 131,30									
6	8	Cs цезий	55 132,91	Ba барий	56 137,33	La* лантан	57 138,91	Hf гафний	72 178,49	Ta тантал	73 180,95	W вольфрам	74 183,84	Re рений	75 186,21	Os осмий	76 190,23	Ir иридий	77 192,22	Pt платина	78 195,09	3 элемента 2 элемента 1 элемент					
	9	79 198,91	Au золото	80 200,59	Hg ртуть	81 200,59	Tl таллий	82 204,38	Pb свинец	82 207,20	Bi висмут	83 208,98	Po полоний	84 [209]	At астат	85 [210]	Rn радон	86 [222]									
7	10	Fr франций	87 [223]	Ra радий	88 [226]	Ac** актиний	89 [227]	Pb свинец	82 207,20	Bi висмут	83 208,98	Po полоний	84 [209]	At астат	85 [210]	Rn радон	86 [222]										
		Высшие оксиды		R ₂ O		RO		R ₂ O ₃		RO ₂		R ₂ O ₅		RO ₃		R ₂ O ₇		RO ₄									
		Летучие водородные соединения						RH ₄		RH ₃		RH ₂		RH													
* ЛАНТАНОИДЫ																											
58	Ce	59	Pr	60	Nd	61	Pm	62	Sm	63	Eu	64	Gd	65	Tb	66	Dy	67	Ho	68	Er	69	Tm	70	Yb	71	Lu
140,12	140,91	144,24	145,91	150,36	151,96	157,25	158,93	162,50	164,93	167,26	168,93	173,04	174,97														
ЦЕРИЙ	ПРАЗМОДИЙ	НЕОДИМ	ПРОМЕТИЙ	САМАРИЙ	ЕВРОПИЙ	ГАДОЛИНИЙ	ТЕРБИЙ	ДИСПРОЗИЙ	ГОЛЬМИЙ	ЭРБИЙ	ТУЛЬМИЙ	ИТТЕРБИЙ	ЛОБОВИЙ														
** АКТИНОИДЫ																											
90	Th	91	Pa	92	U	93	Np	94	Pu	95	Am	96	Cm	97	Bk	98	Cf	99	Es	100	Fm	101	Md	102	No	103	Lr
232,04	231,04	238,03	237,04	244,04	243,06	247,07	251,08	252,08	257,10	261,10	265,10	269,10	273,10	277,10	281,10	285,10	289,10	293,10	297,10	301,10	305,10	309,10	313,10	317,10	321,10	325,10	
ТОРИЙ	ПРОТАКТИНИЙ	УРАН	НЕПТУНИЙ	ПУТОНИЙ	АМЕРИЦИЙ	КЮРИЙ	БЕРКЛИЙ	КАЛИФОРНИЙ	ЭЙНШТЕЙНОВИЙ	ФЕРМИЙ	МЕНДЕЛЕВИЙ	НОБЕЛИЙ	ЛОРЕНЦИЙ														

ОГЛАВЛЕНИЕ

ПРЕДИСЛОВИЕ	3
1. КЛАССИФИКАЦИЯ НЕОРГАНИЧЕСКИХ СОЕДИНЕНИЙ	5
1.1. Простые вещества — металлы и неметаллы	5
1.2. Оксиды — кислотные и основные	6
1.3. Гидроксиды — кислоты и основания	7
1.4. Амфотерные оксиды и гидроксиды	11
1.5. Соли	13
Задания для самоконтроля	16
2. СТРОЕНИЕ АТОМА	18
Задания для самоконтроля	23
3. ОСНОВЫ ХИМИЧЕСКОЙ ТЕРМОДИНАМИКИ. ХИМИЧЕСКОЕ РАВНОВЕСИЕ	25
3.1. Термодинамические расчеты	25
3.2. Химическое равновесие	29
Задания для самоконтроля	31
4. Растворы. Электролиты	38
4.1. Растворы электролитов. Диссоциация. Обменные реакции. Ионные уравнения	39

4.2. Гидролиз солей	42
Задания для самоконтроля	44
5. ОКИСЛИТЕЛЬНО-ВОССТАНОВИТЕЛЬНЫЕ РЕАКЦИИ	50
5.1. Степень окисления. Окислители и восстановители	50
5.2. Составление уравнений окислительно- восстановительных реакций	52
Задания для самоконтроля	57
6. ОБЩИЕ СВОЙСТВА МЕТАЛЛОВ	61
6.1. Взаимодействие металлов с растворами кислот	62
6.2. Взаимодействие металлов с водой	64
6.3. Взаимодействие металлов с водными растворами щелочей	66
6.4. Коррозия металлов	67
Задания для самоконтроля	70
7. ГАЛЬВАНИЧЕСКИЕ ЭЛЕМЕНТЫ	73
Задания для самоконтроля	77
8. ЭЛЕКТРОЛИЗ ВОДНЫХ РАСТВОРОВ	79
Задания для самоконтроля	83
РЕКОМЕНДУЕМАЯ ЛИТЕРАТУРА	85
ПРИЛОЖЕНИЕ 1	86
ПРИЛОЖЕНИЕ 2	92
ПРИЛОЖЕНИЕ 3	93

Учебное издание

Аскарова Люция Хакимовна

ХИМИЯ

Редактор *И. Ю. Плотникова*
Компьютерный набор *Л. Х. Аскаровой*
Верстка *Е. В. Ровнушкиной*

Подписано в печать 31.05.2017. Формат 60×84 1/16.
Бумага писчая. Цифровая печать. Усл. печ. л. 5,6.
Уч.-изд. л. 4,0. Тираж 50 экз. Заказ 191.

Издательство Уральского университета
Редакционно-издательский отдел ИПЦ УрФУ
620049, Екатеринбург, ул. С. Ковалевской, 5
Тел.: 8 (343) 375-48-25, 375-46-85, 374-19-41
E-mail: rio@urfu.ru

Отпечатано в Издательско-полиграфическом центре УрФУ
620000, Екатеринбург-83, ул. Тургенева, 4
Тел.: 8 (343) 350-90-13, 358-93-06, 350-58-20
Факс: 8 (343) 358-93-06
<http://print.urfu.ru>

